Robert Brent

I SEGRETI DELLA CHIMICA

I GRANDI LIBRI D'ORO

ARNOLDO MONDADORI EDITORE

ROBERT BRENT

I SEGRETI DELLA CHIMICA

SOMMARIO

PREFAZIONE

È per me una vera soddisfazione presentare a tutti i ragazzi d'Italia questo libro, nuovo nel contenuto e nuovo anche nella sua veste tipografica, poiché sono certa che li appassionerà alla chimica e darà finalmente un'adeguata risposta ai molti loro interrogativi.

All'inizio della vita, colpito dai primi contatti con il misterioso ma affascinante mondo che lo circonda, il bambino pone e ripone domande, domande molte volte piú grandi di lui. È la meravigliosa intelligenza umana che si manifesta nel piccolo uomo, il quale vuol sapere, vuol rendersi conto di quanto sta intorno a lui. Ma poi il bambino si fa adulto, spesso la sua splendida curiosità si assopisce, ed egli dimentica di chiedere "perché?".

È difficile che la chimica, presentata dai libri di testo, interessi veramente gli studenti: non sembra che un compendio di nozioni aride, e le formule, le reazioni imparate a memoria sui libri di liceo spesso accompagnano gli alunni, nella vita, come uno spiacevole ricordo. H_2O, H_2SO_4*! Ermetismo di formule senza un vero significato!*

E quanto buffi sono quegli esperimenti eseguiti nel laboratorio dall'insegnante, quasi intento a compiere un rito misterioso, mentre i ragazzi sperano soltanto che non riesca, per fare quattro risate!

Gli studenti che amano le lettere hanno modo, durante gli anni scolastici, di conoscere i maggiori autori, i migliori poemi, cosí come coloro che amano la matematica si possono cimentare con i numeri, con le equazioni, con la geometria. Ma la chimica? La chimica è quasi un mistero! Quali orizzonti apre? Cosa insegna? Questo libro si propone di rispondere a tali domande. Sarà un divertimento per i ragazzi eseguire gli esperimenti suggeriti da questo volume, e ciò che all'inizio costituirà un passatempo non

mancherà ben presto di interessarli veramente, ridestando in loro il desiderio di indagare, di studiare, di imparare. Aprirà loro una nuova strada che potrà felicemente condurli ad una professione scelta coscientemente e con passione.

L'intelligenza e la cura con la quale sono stati suggeriti gli esperimenti porranno questo libro, non ne dubito, anche all'attenzione dei professori, che vi scopriranno il modo di fare amare ai loro allievi una materia non sempre seguita con l'interesse che merita.

«L'acqua è un composto formato di due parti di idrogeno e di una parte di ossigeno.» Ebbene, controlliamo questa asserzione. Con mezzi di fortuna – un bicchiere pieno d'acqua, l'interno di una pila, un pezzetto di filo di rame, due provette e un po' di pazienza – ecco che l'acqua si decompone nei due gas e che le due provette si riempiono distintamente l'una di idrogeno e l'altra di ossigeno.

«Le fibre artificiali si fanno con la cellulosa.» Anche nel loro piccolo laboratorio i nostri ragazzi potranno confezionare un bel filo lucente di rayon usando, come materia prima, pezzettini di carta da filtro. Fabbricheranno il sapone, faranno esperimenti con la fotosintesi clorofilliana, impareranno a costruire apparecchi per svolgimento di gas e, novelli Sherlock Holmes, impareranno a prendere con il gesso le impronte lasciate sul terreno.

Se questo libro riuscirà, come spero vivamente, a far conoscere l'abbiccí di una scienza tanto vasta da non avere confini; se riuscirà ad interessare i lettori, tanto da indurre molti di loro a percorrere con entusiasmo la difficile ma stupenda strada di questa scienza, riterrò di aver ottenuto il piú alto compenso alla mia fatica.

Maria Gabriella Aliverti

TERMINOLOGIA CHIMICA

ACIDO: composto contenente idrogeno che, in soluzione, libera idrogenioni.

ANALISI: scissione di un composto negli elementi o nei composti piú semplici che lo costituiscono.

ANIDRO: privo di acqua.

ATOMO: la piú piccola parte di un elemento che interviene nelle combinazioni chimiche.

BASE: composto contenente l'ossidrile (OH).

CATALIZZATORE: sostanza che favorisce una reazione chimica senza subire trasformazioni.

CHIMICA: scienza che si occupa delle sostanze e delle trasformazioni che possono subire.

CHIMICA ORGANICA: la chimica dei composti del carbonio.

COMBUSTIONE: una reazione chimica che genera calore e luce.

COMPOSTO: sostanza formata da due o piú atomi in proporzioni definite e costanti.

CRISTALLO: corpo solido con forma poliedrica in cui atomi e molecole sono ordinati regolarmente.

DENSITÀ (relativa): peso di una sostanza riferito ad un ugual volume di acqua misurato a 4 °C (per le sostanze gassose o allo stato di vapore il riferimento viene effettuato rispetto all'aria a 0 °C e 760 mm).

DISTILLATO: liquido che è stato trasformato in vapore e poi, per raffreddamento, di nuovo in liquido.

DISTILLAZIONE: processo di produzione di un distillato.

DUTTILE: suscettibile di essere ridotto in fili.

ELEMENTO: sostanza formata da un solo tipo di atomo.

ELETTROLISI: scissione di un elettrolito mediante la corrente elettrica.

ELETTROLITO: sostanza che, in soluzione o fusa, si dissocia in ioni.

EQUAZIONE: consta di due membri separati da una freccia. Nel primo membro si hanno le formule delle sostanze che reagiscono, unite dal segno +; nel secondo membro compaiono le formule delle sostanze che si formano.

EVAPORAZIONE: passaggio di una sostanza dallo stato liquido allo stato di vapore.

FILTRATO: liquido ottenuto per filtrazione.

FILTRAZIONE: processo di separazione di un liquido da un solido attraverso materiale poroso.

FORMULA: rappresentazione di un elemento o di un composto mediante i simboli degli elementi e gli indici relativi.

IDRATO: composto contenente acqua legata senza coesione, che può essere liberata col calore.

IDROSSIDO: composto che contiene il radicale (OH).

INDICE: un numero posto in basso a destra del simbolo, che esprime quanti atomi dell'elemento entrano a far parte della molecola.

IONE: un atomo o un gruppo di atomi (radicale) carico di elettricità.

LEGA: un miscuglio risultante dalla combinazione di due o più metalli.

MALLEABILE: suscettibile di essere ridotto in fogli sottili.

METALLO: elemento buon conduttore del calore e dell'elettricità, lucente, che origina ioni elettropositivi.

METALLOIDE: elemento cattivo conduttore del calore e dell'elettricità, privo di lucentezza, che origina ioni elettronegativi.

MISCUGLIO: miscela di sostanze non combinate chimicamente.

MOLECOLA: la piú piccola parte di un elemento o di un composto che può esistere allo stato libero.

NEUTRALIZZAZIONE: reazione di un acido con una base dalla quale risultano un sale ed acqua.

OSSIDAZIONE: processo per mezzo del quale una sostanza si combina con l'ossigeno oppure cede idrogeno.

PESO ATOMICO: peso di un atomo rapportato al peso di un atomo di ossigeno stabilito pari a 16.

PESO MOLECOLARE: somma dei pesi atomici degli elementi che formano la molecola di un composto.

PRECIPITATO: solido insolubile formatosi in una soluzione.

RADICALE: gruppo di atomi che si comportano chimicamente come un atomo solo.

REAZIONE CHIMICA: i fenomeni chimici si chiamano reazioni e si rappresentano con equazioni.

RIDUZIONE: processo per mezzo del quale un composto cede ossigeno oppure si combina con l'idrogeno.

SALE: composto formato dalla reazione di un acido con una base.

SIMBOLO: una o due lettere rappresentanti un elemento.

SINTESI: formazione di un composto direttamente da composti piú semplici o da elementi; è l'opposto dell'analisi.

SOLUBILITÀ: il numero di grammi di un soluto necessario per una soluzione satura in 100 grammi di solvente.

SOLUZIONE SATURA: soluzione che contiene la quantità massima di soluto in date condizioni di temperatura e pressione.

SOLVENTE: il liquido in cui un soluto è disciolto.

SOSTANZA: qualsiasi materia, sia elemento, composto o miscuglio.

SUBLIMAZIONE: processo per cui un solido, trasformato in vapore, raffreddandosi ritorna allo stato solido senza passare attraverso lo stato liquido.

VALENZA: la capacità che ha un atomo di un elemento di sostituire o combinarsi con uno o più atomi di idrogeno.

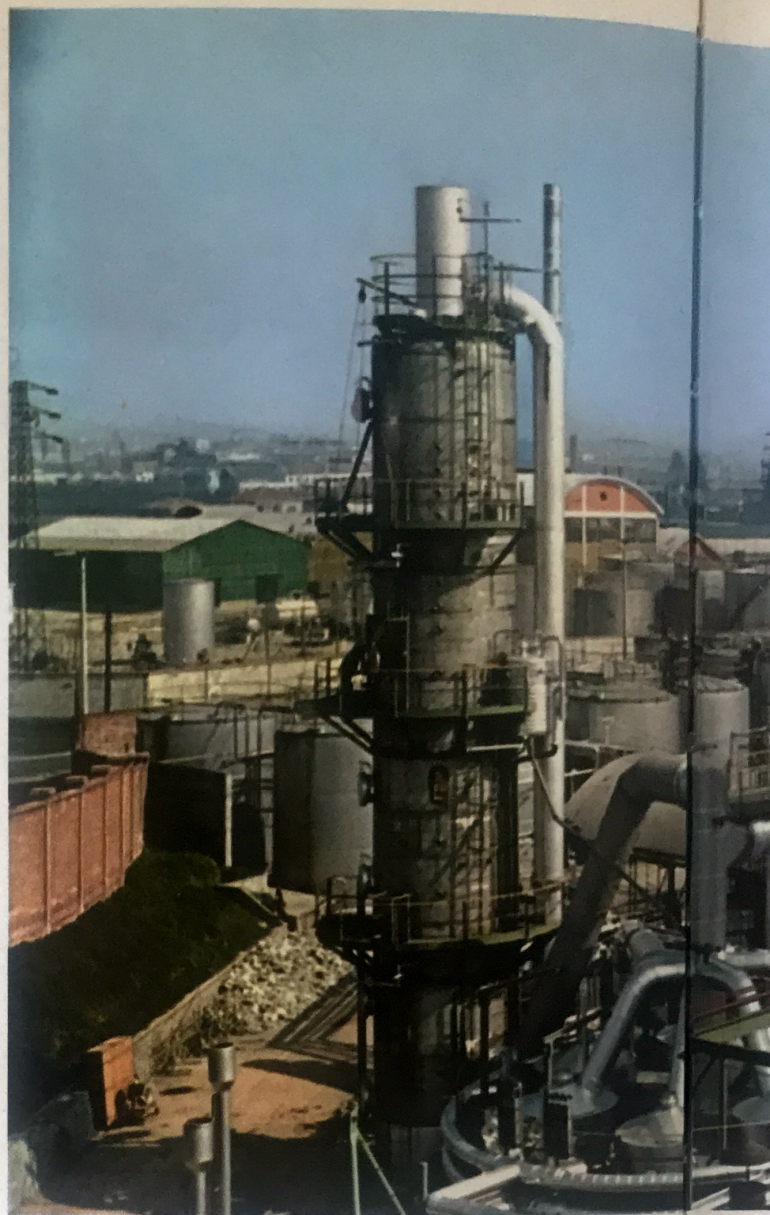
L'IMPORTANZA DELLA CHIMICA

Quasi tutti i ragazzi e le ragazze di questo mondo si pongono molte domande riguardanti ciò che li circonda.

Lo studio della chimica li porterà a scoprire di che sono fatte le cose e quali variazioni esse subiscono.

Datevi un'occhiata intorno. Tutto ciò che vedete, ed anche ciò che non potete vedere, ha a che fare con la chimica.

Pensate al vostro corpo. L'aria che respirate è un miscuglio di sostanze chimiche e il processo della respirazione è una reazione chimica.

Infatti il sangue viene ossidato dall'ossigeno dell'aria e l'anidride carbonica emessa nell'espirazione è un prodotto di escrezione del complicato lavoro cellulare.

Gli alimenti dei quali vi nutrite sono composti chimici, alcuni semplici, come l'acqua e i sali minerali, altri molto complessi, quali i grassi, gli zuccheri e le proteine. Il processo della digestione consiste poi in una serie di reazioni chimiche, mediante le quali gli alimenti insolubili si trasformano in composti chimici piú semplici e quindi solubili, tali da poter essere assimilati. I composti assimilati vengono poi a loro volta ancora trasformati in sostanze

complesse che formano le cellule dei tessuti e degli organi.

Gli abiti che indossate, i libri che leggete, le medicine che prendete, la casa in cui vivete, tutti questi sono prodotti della chimica.

La natura stessa è uno straordinario laboratorio chimico in cui ogni cosa subisce trasformazioni continue. Sulla Terra piante e animali crescono, si nutrono e si decompongono.

Le sostanze organiche, che formano gli organismi animali e vegetali, si scindono e si trasformano cioè, quando i complicati processi vitali cessano, in sostanze inorganiche semplici, che in gran parte rimangono nel terreno e, assorbite dalle radici delle piante, ritornano poi a formare nei vegetali, unitamente all'acqua e all'anidride carbonica, la sostanza organica.

Le rocce si fratturano e si sgretolano per azione dell'acqua, che agisce su di loro meccanicamente aumentando di volume quando gela. Ma l'acqua piovana, contenendo una piccola percentuale di anidride carbonica, agisce pure chimicamente sui carbonati che diventano bicarbonati (è il caso delle rocce carsiche) e sui silicati che

subiscono in tal modo la cosiddetta "caolinizzazione".

Nell'universo nuove stelle si formano, altre scompaiono. Il Sole, che ci dà luce, calore ed energia, è una ardente fornace di processi chimici che finirà per distruggere se stessa, sia pure fra milioni di anni.

La chimica è una delle scienze piú importanti e consta di molti rami dei quali faremo ora brevemente cenno.

La *Chimica agraria* studia la natura chimica del terreno in relazione alle colture vegetali e al loro sviluppo, nonché l'uso appropriato dei concimi, onde rendere possibile una produzione agricola che soddisfi le richieste di una popolazione mondiale in continuo aumento.

La *Chimica analitica* riguarda la ricerca tendente a identificare i costituenti delle sostanze (analitica *qualitativa*) e determina le proporzioni in cui uno o piú costituenti si trovano nel corpo sottoposto all'analisi (analitica *quantitativa*).

La *Chimica applicata* ai materiali da costruzione studia appunto questi materiali: calci, cementi, leghe metalliche, legnami.

La *Chimica farmaceutica* è forse il piú antico ramo della chimica; infatti l'uomo delle piú antiche civiltà conosceva le proprietà medicamentose di alcune sostanze, specie quelle estratte dalle piante. La medicina negli ultimi anni ha potuto compiere passi da gigante, giovandosi di prodigiosi medicinali nuovi, tra i quali i sulfamidici e gli antibiotici.

La *Chimica bromatologica* è la chimica degli alimenti, che provvede ai controlli alimentari scoprendo le sofisticazioni.

La *Chimica fisica* studia i rapporti tra la costituzione chimica e le proprietà fisiche della materia. Di qui prese le mosse la fisica nucleare.

La *Chimica industriale*, oltre a studiare i processi chimici che si compiono nelle varie industrie, studia la resistenza, la conservazione e il trasporto dei materiali.

Quella che viene chiamata “la grande industria chimica” produce l’acido solforico, l’acido cloridrico, l’acido nitrico, la soda, i concimi chimici artificiali, e cosí via. “La grande industria chimica organica” produce i grassi, i saponi, gli esplosivi, le fibre tessili artificiali, gli zuccheri, i prodotti alcoolici.

Tra le varie industrie chimiche di grande importanza vi sono quelle che fabbricano le resine sintetiche, le quali sostituiscono materie prime di grande valore e talvolta hanno proprietà particolari per cui sono esse stesse materie prime di grande importanza. Le fabbriche di gomma sintetica integrano la produzione della gomma naturale, insufficiente a soddisfare le crescenti necessità dell’industria automobilistica.

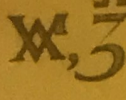
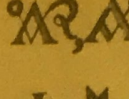
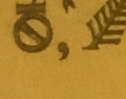
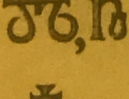
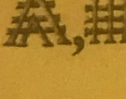
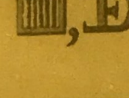
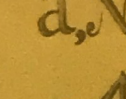
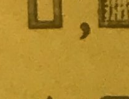
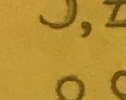
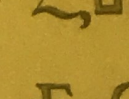
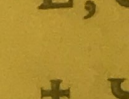
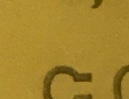
La *Chimica merceologica* studia la natura chimica delle merci.

La *Chimica mineralogica* è la chimica dei minerali di cui studia la natura chimica, valendosi anche della fisica e della chimica fisica. La *cristallografia* è un ramo della chimica mineralogica.

La *Chimica organica* è la chimica dei composti del carbonio. Si riteneva un tempo che fra i composti inorganici e quelli organici esistesse una profonda differenza perché questi ultimi non potevano essere ottenuti artificialmente dovendo la loro esistenza alla “forza vitale”. Ma nel 1828 il Wöhler preparò artificialmente l’urea e questa scoperta diede ai chimici la convinzione della possibilità di ottenere per sintesi composti che si formano nel regno vegetale e nel regno animale.

La *Chimica tossicologica* studia la natura dei veleni.

In tutti i campi industriali le scoperte si susseguono e fanno sí che in ogni specialità la produzione migliori e sia piú economica.

Negli ultimi anni, gli scienziati sono riusciti a penetrare nei piú intimi segreti delle sostanze chimiche e hanno cominciato a fare uso della tremenda forza che si trova nascosta in esse, l’energia atomica. Essa apre mirabili possibilità per il futuro. Infatti le risorse naturali sono destinate ad estinguersi. Le miniere, che forniscono all’uomo le materie prime quali i metalli e il carbone, scarseggeranno domani dei loro preziosi prodotti, e i giacimenti di petrolio si esauriranno. Privo dei combustibili l’uomo non avrà piú modo di alimentare i suoi mezzi di trasporto. Perciò i fisici e i chimici hanno dedicato il loro maggior interesse allo studio dell’atomo e dell’energia atomica che oggi si rivela ancora antieconomica, ma che dovrà nel futuro venir prodotta anche economicamente.

Vivrete in un mondo in cui la chimica diverrà sempre piú importante. Per capire questo mondo nuovo è necessario capire la verità e le leggi su cui la chimica è basata e imparare come i chimici del passato le hanno scoperte.

Questo libro vi aiuterà ad apprendere tutto ciò e, se farete coscienziosamente gli esperimenti descritti, ciascuno di essi vi insegnerà qualcosa di importante.

I CHIMICI

Molte migliaia di anni fa un uomo toccò con un bastone la lava bollente che scendeva da un vulcano in eruzione. Il bastone si incendiò. Egli lo tenne alto come una torcia. Il legno emanava luce e calore e alla fine si trasformò in cenere.

Considerate questo uomo antico il primo chimico del mondo. Aveva preso una sostanza chiamata legno e, per mezzo di un processo chimico chiamato combustione, l'aveva trasformata in altre sostanze.

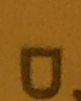
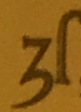
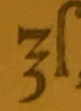
La scoperta del fuoco fu il primo grande passo verso la chimica moderna. Il fuoco rese possibile la trasformazione di alimenti crudi in cibi mangiabili; con l'argilla cotta fu possibile fare dei vasi e l'uomo imparò anche a fabbricare il vetro e ad estrarre i metalli dai loro minerali. Per migliaia di anni gli uomini si accontentarono dei risultati conseguiti senza preoccuparsi di ciò che veramente accadeva o del perché. Fu solo 2500 anni fa che i filosofi cominciarono a porsi domande intorno alla materia e alle sue trasformazioni.

Nel V secolo a. C., in Grecia, Empedocle espose un'ipotesi che sembrava assai logica. Egli pensò che ogni cosa, sulla Terra, fosse composta di quattro sostanze fondamentali che chiamò "elementi": fuoco, acqua, aria e terra.

Pensando proprio alla combustione di un pezzo di legno, Empedocle osservò le fiamme che da esso si sprigionavano (fuoco), il fumo che emanava (aria), l'umidità che liberava (acqua) e le ceneri che rimanevano (terra).

Tutti accettarono le sue conclusioni ma un altro filosofo greco, Democrito, nato circa al tempo in cui morí Empedocle, espose invece un'altra teoria: che tutta la na-

DEL PASSATO

tura fosse composta di minuscole particelle elementari. Egli chiamò tali particelle "atomi" perché, in greco, atomo significa indivisibile.

L'idea di Democrito però fu contrastata dal piú grande filosofo del momento, Aristotele, il quale rimase fedele ai quattro elementi. E l'idea aristotelica dominò il pensiero degli scienziati per 2000 anni.

Tutti i popoli delle piú antiche civiltà ebbero nozioni di chimica pratica, cosí gli Egizi, gli Ebrei, gli Indiani conoscevano il modo di ottenere il rame, lo stagno, il piombo e il ferro. In Egitto ebbe pure origine l'arte di preparare il vetro con la potassa delle ceneri delle piante; anche l'arte della ceramica, specie della terracotta, è antica come quella vetraria. Gli Egizi, i Lidî, i Fenici e gli Ebrei usarono sostanze coloranti organiche naturali come l'indaco e la porpora, e l'allume come mordente.

Al principio del quarto secolo gli Alessandrini per primi si dedicarono all'alchimia, che poi ebbe brillanti seguaci negli Arabi, che conquistarono l'Egitto; anche l'alchimia occidentale trasse il suo sviluppo dagli Arabi che invasero l'Europa.

Il lavoro degli alchimisti consisteva nel tentare di mutare i metalli vili in metalli nobili per mezzo della pietra filosofale e nella ricerca dell'elisir di lunga vita. Mescolavano sostanze, le facevano bollire, le distillavano. Non riuscirono mai a creare il piú piccolo granello d'oro, ma scoprirono un gran numero di sostanze e fenomeni e idearono nuovi metodi di laboratorio. Tuttavia nel corso di centinaia di anni la chimica fece pochi passi avanti.

Nel 1525 un dottore e scienziato svizzero, dall'imponente nome di Theophrastus

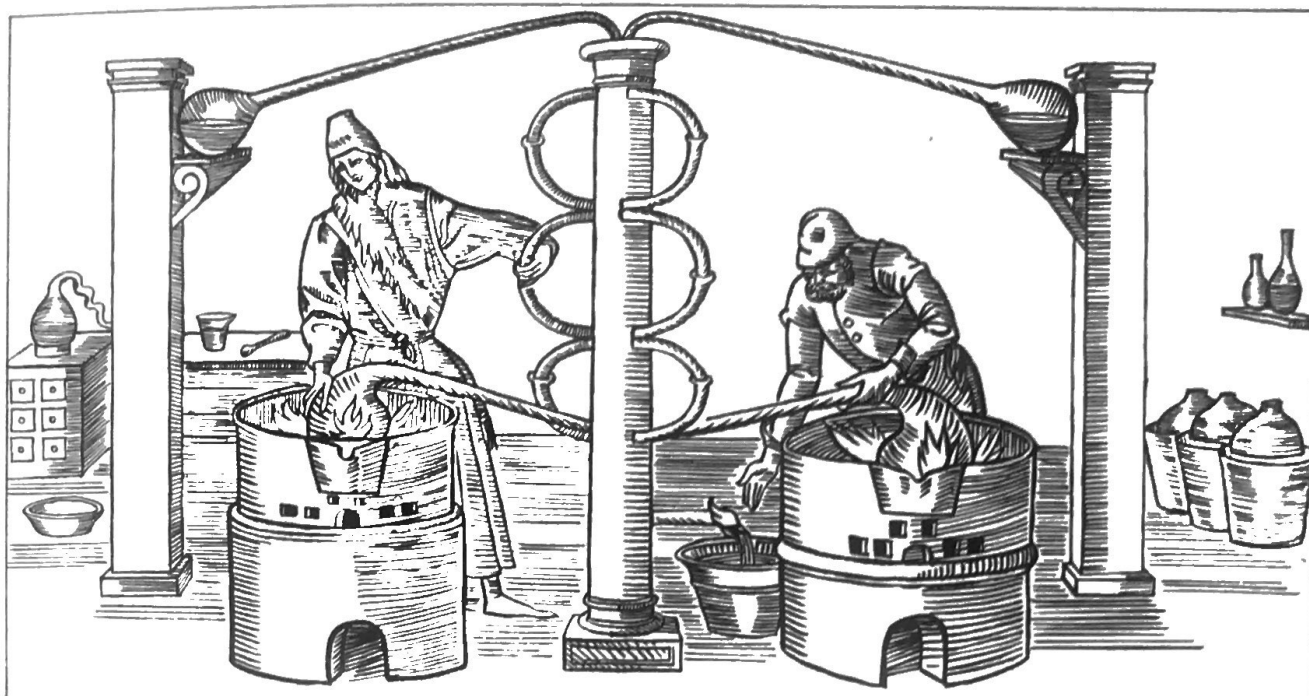
Bombastus Paracelsus von Hohenheim, ordinò ai suoi discepoli di distruggere i libri che possedevano: le vecchie teorie erano state imbastite attraverso il ragionamento, e Paracelso voleva che i suoi allievi confermassero la verità delle teorie dichiarate con esperimenti. Ma solo pochi lo ascoltarono.

Un inglese, Robert Boyle, nel 1661 riuscí infine a far crollare del tutto la teoria dei quattro elementi fondamentali.

Boyle stabilí che vi sono molti elementi-sostanze che non possono essere formati da altre sostanze e non possono essere scissi in altre sostanze. Egli combatté le pratiche alchimistiche e stabilí nettamente il concetto di reazione chimica. Boyle viene considerato il fondatore della chimica analitica. Nacque poi la "teoria del flogisto", per merito di G. E. Stahl; essa ammetteva che tutti i corpi perdevano il flogisto, e che la combustibilità dipendeva dalla quantità di flogisto contenuta; il carbonio, bruciando quasi completamente, era ritenuto flogisto puro.

La logica della concezione flogistica ingannò lo stesso Priestley, che nel 1774 isolò l'ossigeno. Nasceva la chimica moderna.

Il francese Antoine Laurent Lavoisier fu considerato in un certo senso il fondatore della chimica moderna, anche se non si deve misconoscere l'opera dei suoi precursori, per aver messo in evidenza l'importanza che nelle reazioni chimiche hanno i rapporti in peso, spiegando la vera natura della combustione. Lavoisier formulò il pri-

mo elenco degli elementi noti: 28 in tutto. In pochi anni molti altri elementi furono individuati. Con l'aiuto dell'elettricità, un chimico inglese, Humphry Davy, in un solo anno portò alla luce sei nuovi metalli, fra cui il sodio, il potassio, il calcio e il magnesio.

John Dalton fece importantissime ricerche sul comportamento dei gas e formulò, nel 1800, l'ipotesi atomica; ma fu con Avogadro che sorse la teoria atomico-molecolare e, sulla base del principio di Avogadro, Canizzaro costruí la teoria atomica.

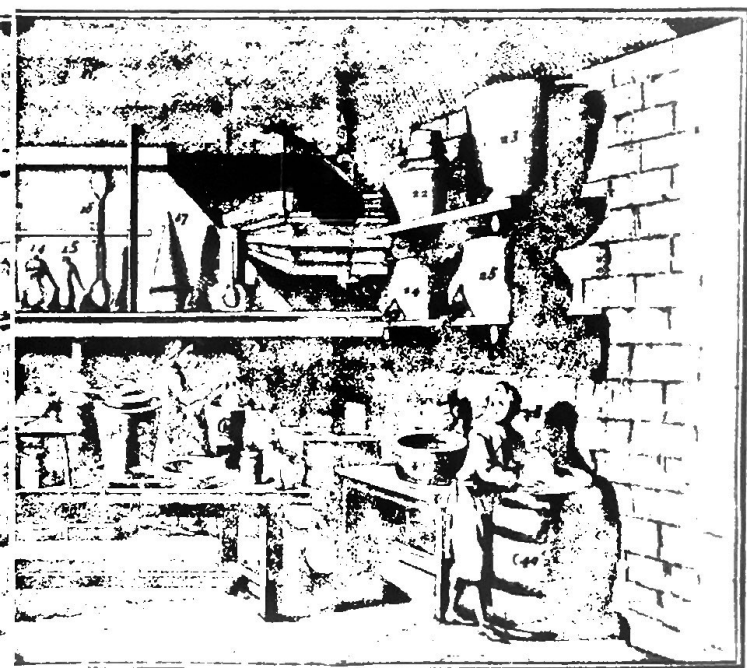
È del 1828 un'altra importante scoperta. Un chimico tedesco, Friedrich Wöhler, produsse in laboratorio un composto organico: l'urea, che non era mai stata ottenuta prima se non dagli organismi animali.

Molte e molte cose stavano accadendo. Venivano scoperti nuovi elementi e nuovi prodotti chimici.

I progressi in questo campo presero ad influenzare notevolmente l'industria, l'agricoltura, la medicina.

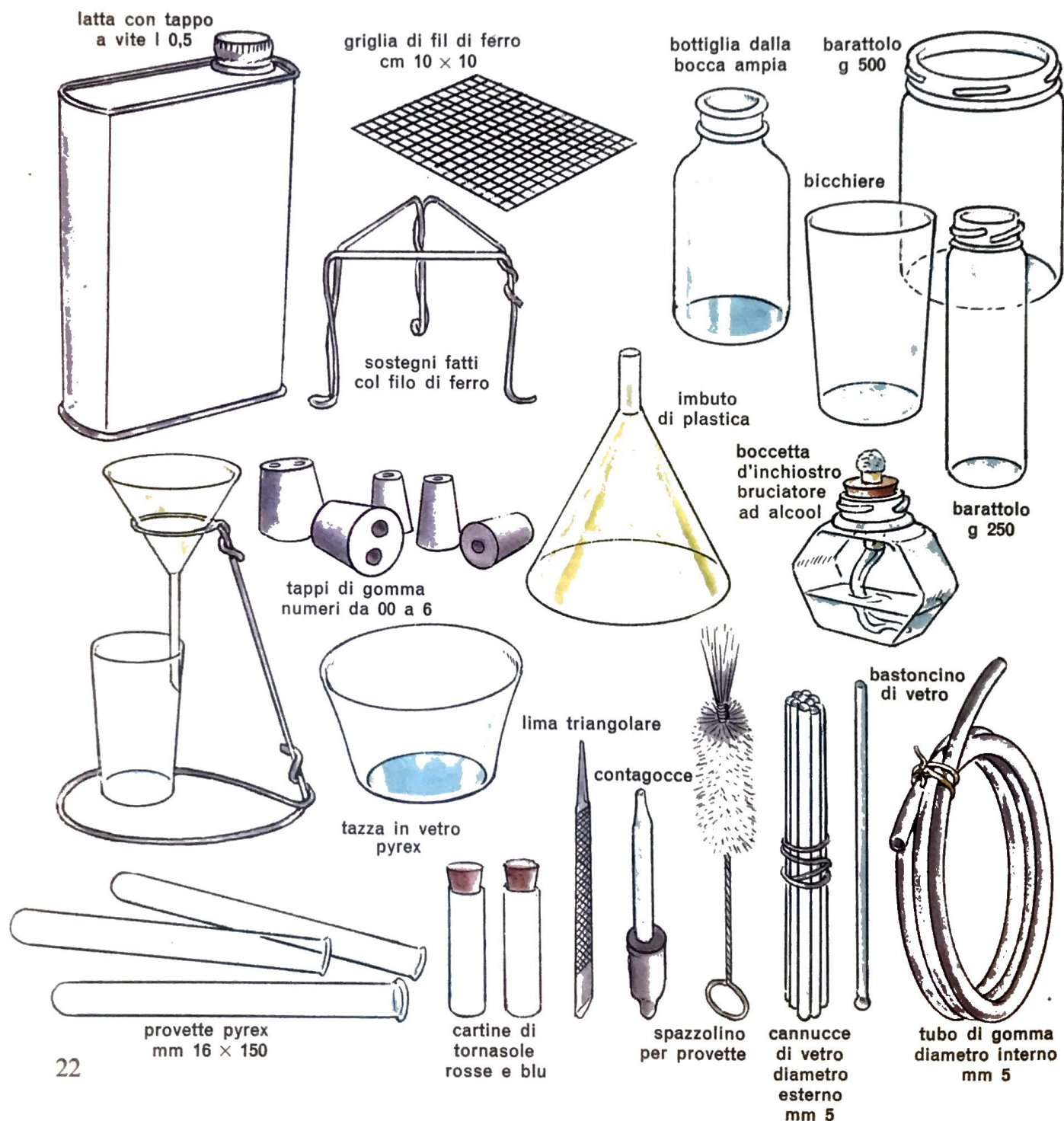
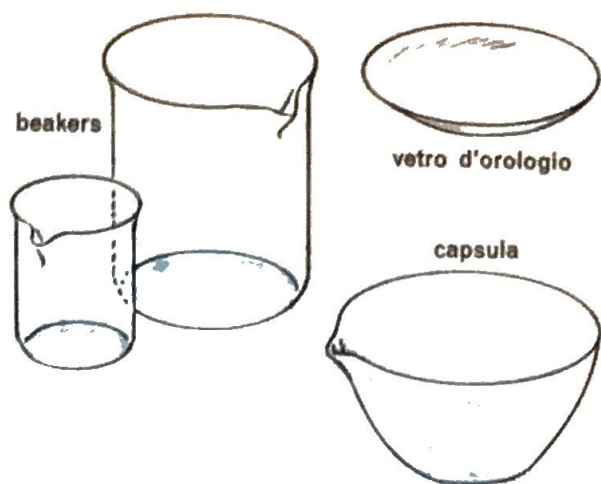
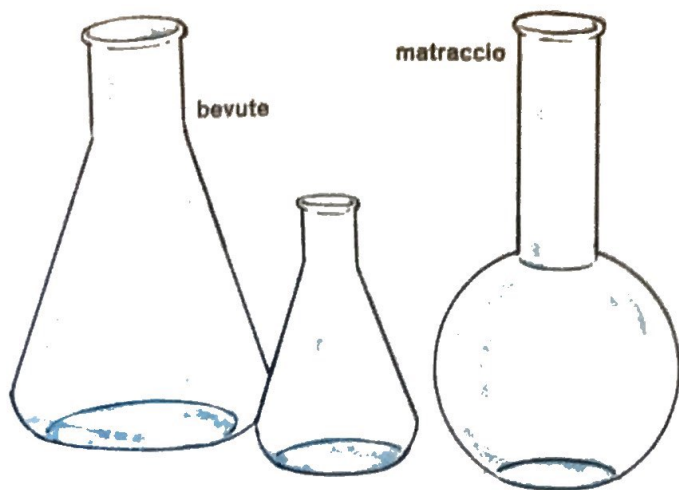
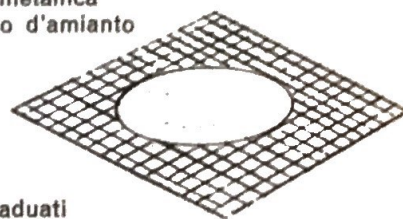
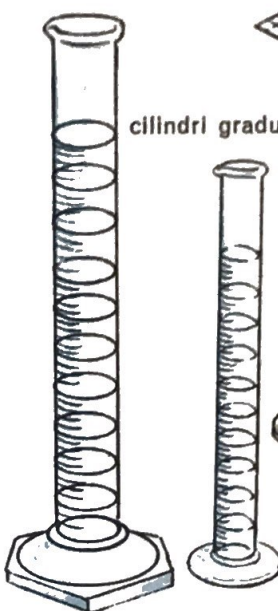
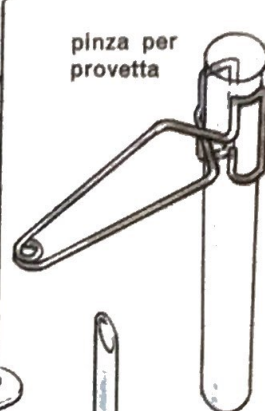
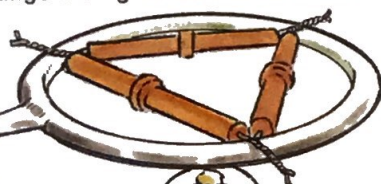
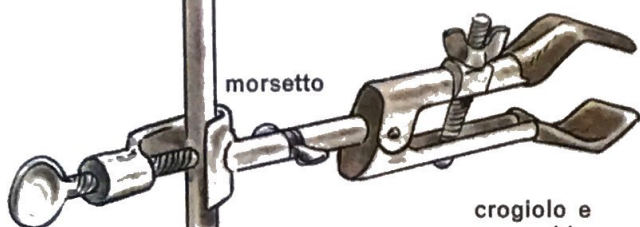
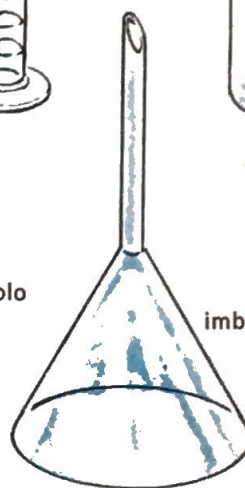
Nel 1898 una dottoressa polacca laureata alla Sorbona, Marie Sklodowska Curie, lavorando a fianco del marito, Pierre Curie, scoprí "l'elemento miracolo": il radio.

Tale avvenimento segnò l'inizio di una nuova era per la chimica.

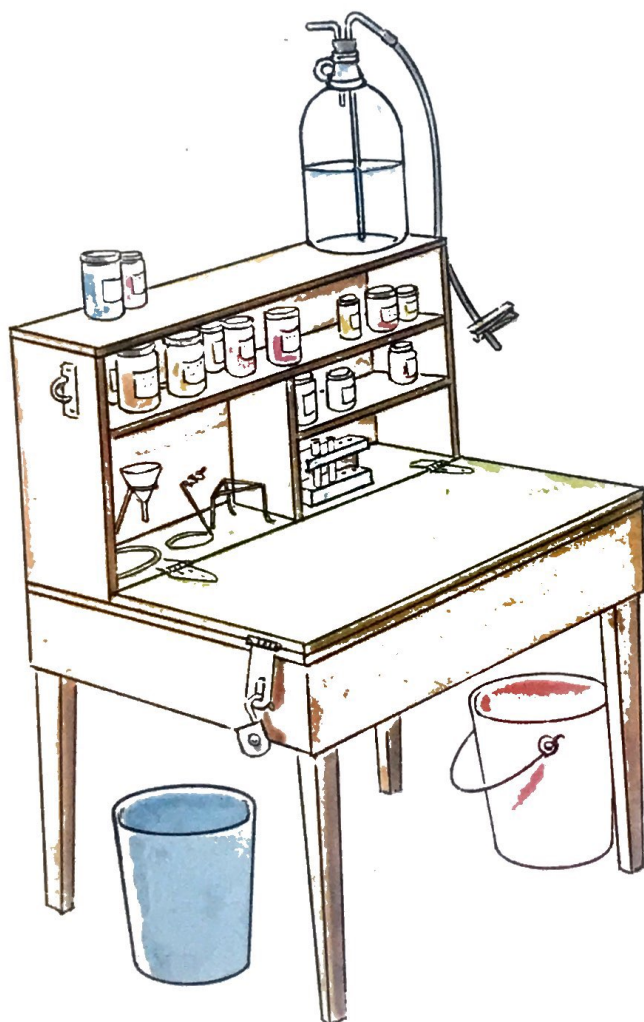
Negli ultimi 50 anni infatti questa scienza ha fatto passi da gigante; ma non uno di questi passi sarebbe stato possibile senza il lavoro dei primi chimici che gettarono le basi sulle quali posa questa scienza.

STRUMENTI DI LABORATORIO

Alcune scoperte vennero fatte da scienziati i quali non avevano alcuna particolare attrezzatura, ma usavano semplicemente oggetti e attrezzi che avevano a portata di mano.

Negli esperimenti che compirete nel vostro laboratorio potrete seguire l'esempio di questi primi chimici. Fate lavorare la fantasia. Usate oggetti comuni, adattati da voi, e comperate solo ciò che è assolutamente necessario.

Soltanto col passare del tempo, se vi sarete appassionati veramente alla chimica, potrete migliorare la vostra attrezzatura.

bevute
matraccio
beakers
vetro d'orologio
capsula
reticella metallica
con disco d'amianto
pinza per provetta
cilindri graduati
pinza per
provetta
morsetto
crogiolo e
coperchio
tubo
d'essiccazione
triangolo di gres su filo metallico
pinze per crogiolo
imbuto
supporto
ad anello
carta da filtro
base di sostegno

IL LABORATORIO IN CASA

Potreste compiere le vostre esperienze in cucina, ma, naturalmente, è molto meglio per voi scegliere un posto dove non sarete disturbati e dove potrete mettere tutta la vostra attrezzatura: un angolo della vostra stessa stanza, o meglio del seminterrato, o della soffitta. In laboratorio dovrete necessariamente avere:

a) TAVOLO DA LAVORO. Un vecchio tavolo ben solido, che coprirete con un piano di plastica per proteggere il legno. In un vero laboratorio ogni cosa ha il proprio posto ed è a portata di mano. Cercate di organizzare cosí anche il vostro.

b) SCORTA D'ACQUA. Una fonte diretta d'acqua, in mancanza della quale potrete attrezzare a sifone una grossa bottiglia da 5 o 10 litri.

c) PORTA RIFIUTI. Gettate direttamente i rifiuti nel tubo di scarico della cucina (non nel lavandino), oppure raccoglieteli in un secchio di plastica; li getterete, poi, a lavoro compiuto.

d) SORGENTE DI CALORE. Nei laboratori veri e propri si usano speciali becchi a gas. Nel vostro laboratorio potrete servirvi di un bruciatore per alcool denaturato, che vi potrete costruire usando una boccetta da inchiostro, chiusa perfettamente con un tappo nel quale inserirete un porta-rossetto. In quest'ultimo farete passare lo stoppino che acquisterete in un negozio di ferramenta. Tenete sotto di esso un sottile piatto di metallo per evitare incendi.

e) UNO SCAFFALE. Ma attenzione! Lo scaffale può restare aperto solo se non temete che qualcuno venga a toccare i vostri reagenti e i vostri attrezzi. Altrimenti usate una cassetta che possa essere chiusa a chiave.

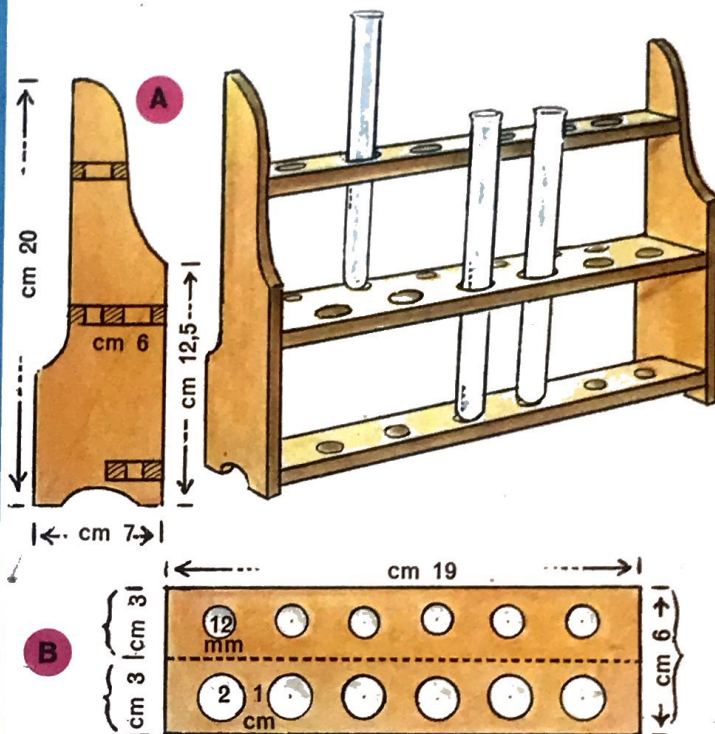
f) RECIPIENTI. Tenete le sostanze chimiche in barattoli e in bottigliette su cui incollerete delle etichette chiare.

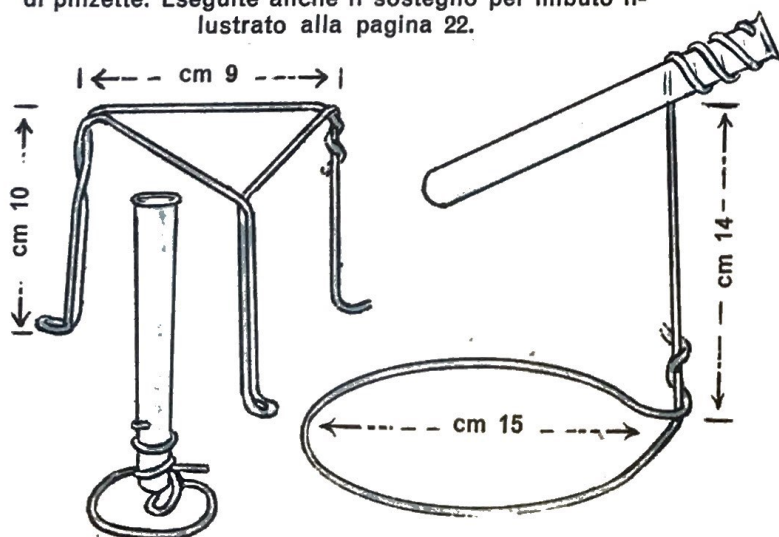
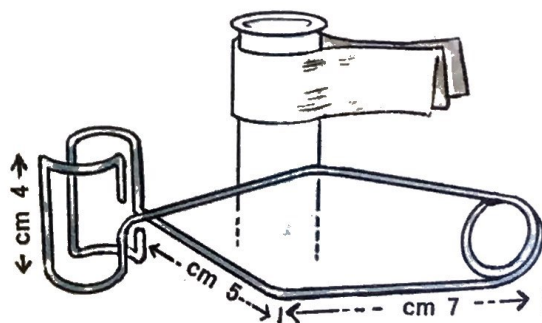
g) SOSTEGNI. Costruitevi dei sostegni per le provette e per tenere gli oggetti di vetro mentre vengono riscaldati. Potete fare un sostegno per provette con una scatola di cartone tagliandone un lato e allineando poi le provette nella parte rimasta. Oppure vi costruirete un porta provette regolare con strisce di legno dello spessore di mm 6: bucate le strisce e unitele con chiodi sottili. La cassetta adattata a scaffale può essere fatta in compensato.

Fate un sifone con una bottiglia da l 5 o l 10. Soffiate nella cannuccia di vetro a L. Una molletta regolerà il flusso d'acqua.

Potete fare un sostegno per provette con una scatola di cartone; meglio se lo costruirete con strisce di legno di mm 6. Osservate il modello in basso.

Tagliate a metà un porta rossetto e infilatelo dentro un tappo forato.

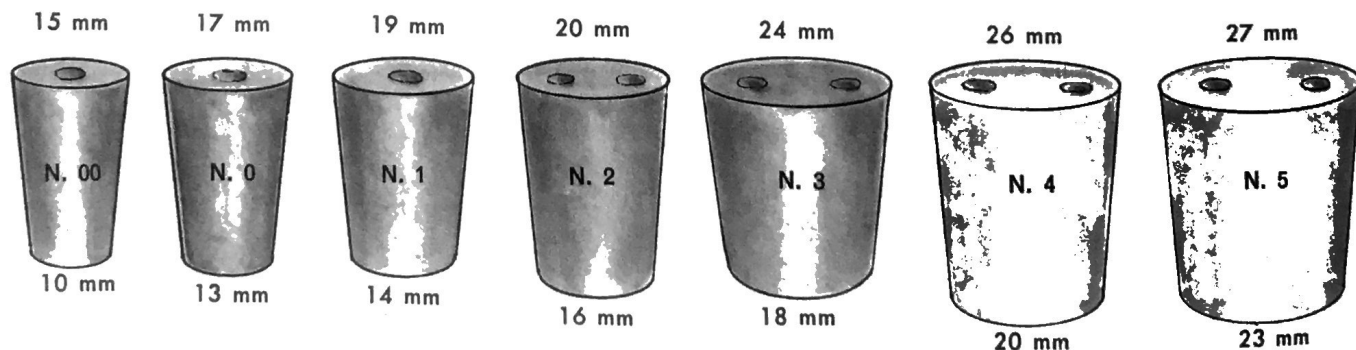
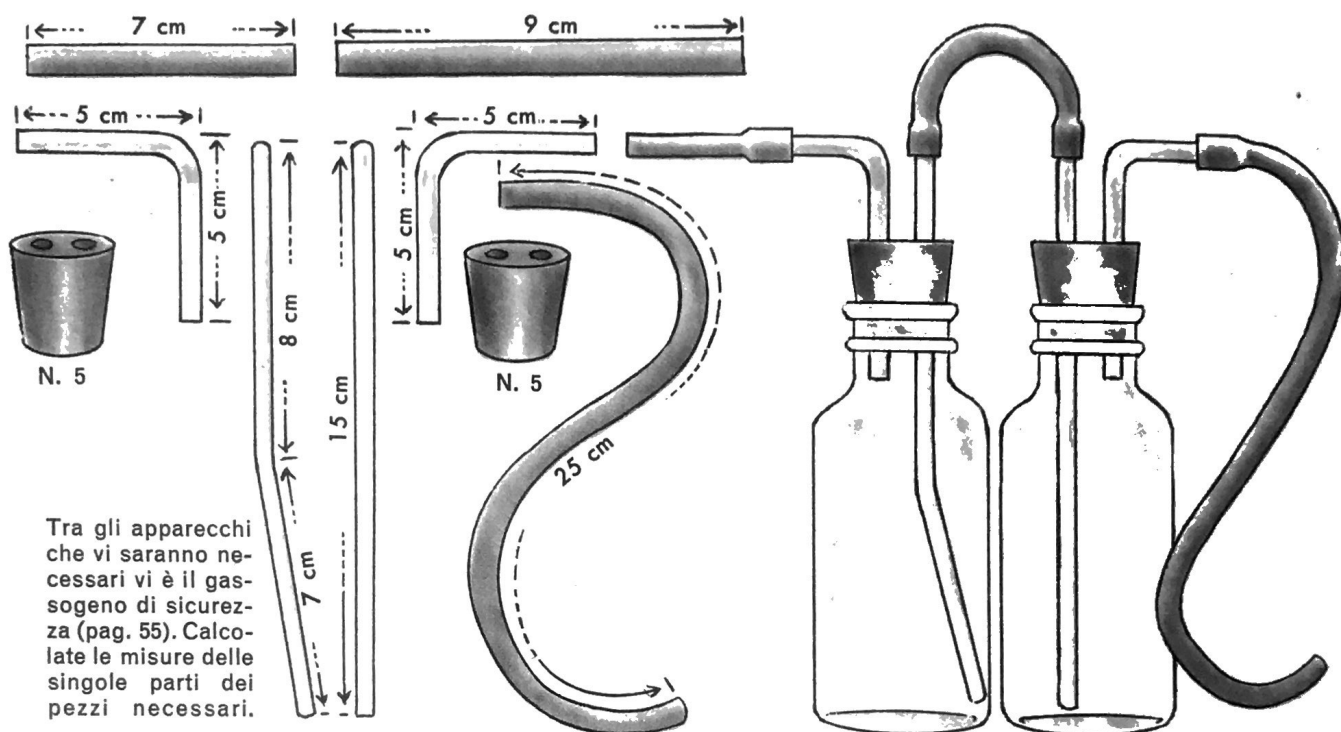
Costruitevi un bruciatore ad alcool usando una boccetta da inchiostro chiusa con il tappo preparato. Nel porta rossetto infilate uno stoppino.

Il modello consta di due parti verticali e tre orizzontali, unite con chiodi sottili. Eseguite due strisce come il modello B e tagliatene una seguendo la linea.

Per fare questi sostegni col fil di ferro usate un paio di pinzette. Eseguite anche il sostegno per imbuto illustrato alla pagina 22.

Per reggere le provette potete usare strisce di cartone; meglio se vi costruirete un buon sostegno con filo di ferro (vedi figura sottostante).

APPARECCHI PER ESPERIMENTI

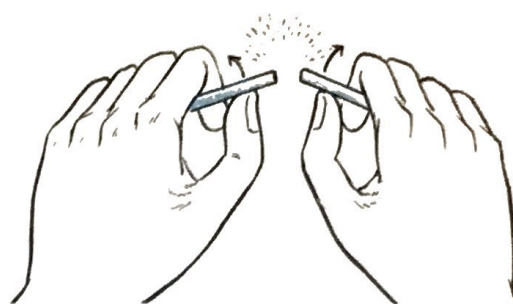
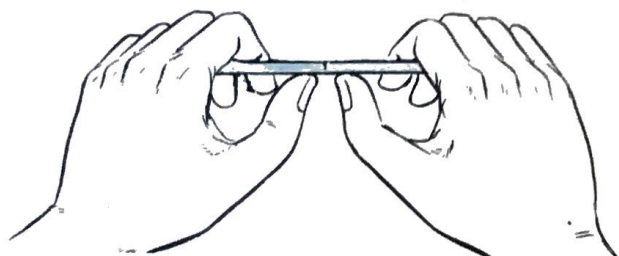
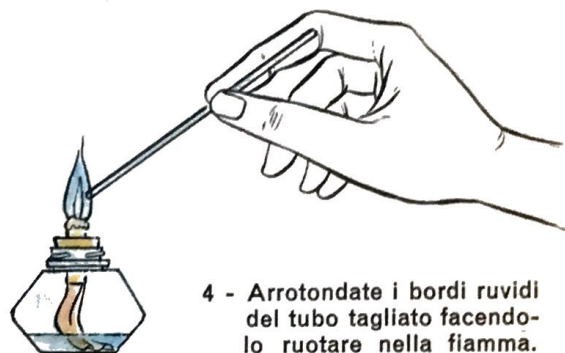
Compirete la maggior parte degli esperimenti chimici in provette e barattoli. Ma talvolta vi servirà un apparecchio piú complesso, fatto di bottiglie, tappi, tubi di vetro e tubi di gomma.

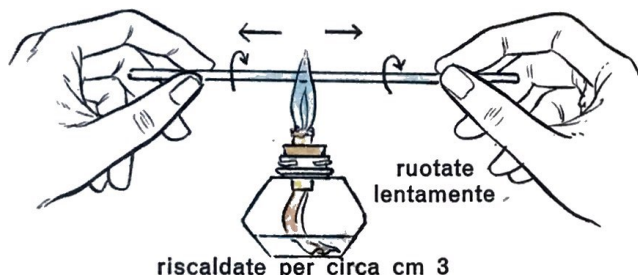
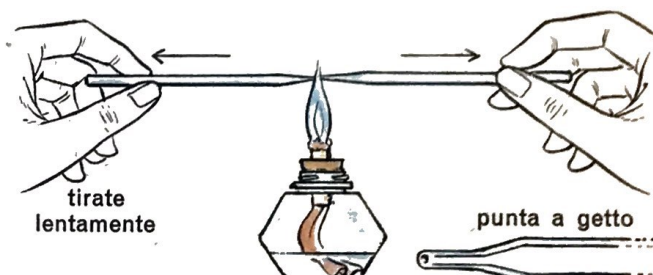
Per costruire un tale apparecchio dovrete innanzitutto imparare a tagliare un tubo di vetro, piegarlo e tirarlo in una punta a getto. Vedi l'illustrazione a pagina 27.

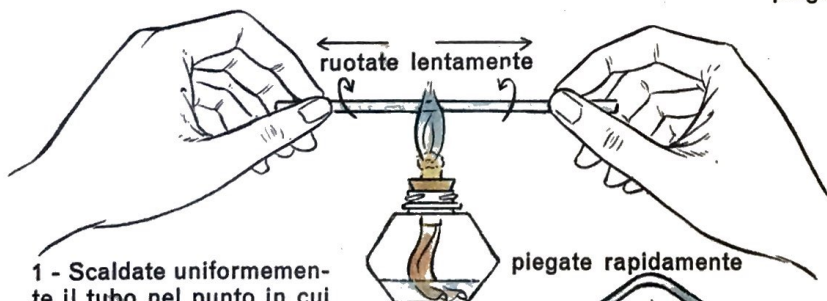
È opportuno usare tubi di vetro di un unico diametro e tubi di gomma adatti. Tubi di vetro di un diametro esterno di mm 6 entrano comodamente nelle cavità dei soliti tubi di gomma; tubi di gomma di un diametro interno di mm 5 s'infilano bene sopra tubi di vetro di mm 6.

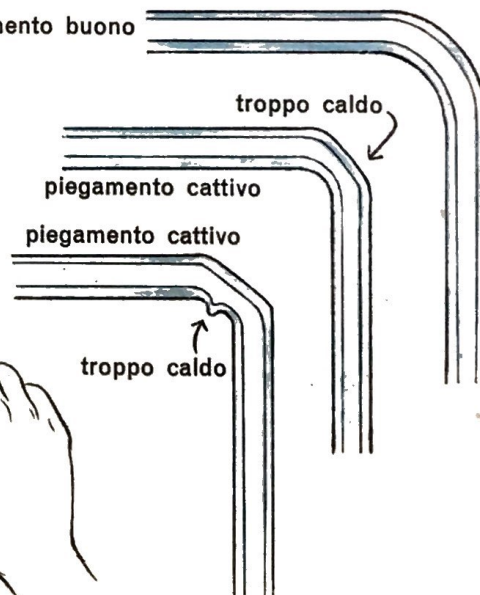
Tra gli apparecchi che vi saranno necessari vi è il gassogeno di sicurezza (pag. 55). Calcolate le misure delle singole parti dei pezzi necessari.

Per scegliere i tappi della giusta misura da usare per le bottiglie del vostro apparecchio, misurate le bocche delle bottiglie contro i tappi che qui vedete rappresentati nelle loro reali dimensioni. Ordinate una serie di tappi nelle varie misure. Il numero 0 si adatta alla provetta da mm 16, ecc.

IMPARATE A TAGLIARE I TUBI DI VETRO

1 - Scalfite con la lima triangolare, non segate.

3 - Spezzate il tubo con uno stacco netto.

2 - Tenete il tubo con le due mani, i pollici sotto il segno.

4 - Arrotondate i bordi ruvidi del tubo tagliato facendolo ruotare nella fiamma.

COME OTTENERE LA PUNTA A GETTO

Riscaldate uniformemente la parte del tubo in cui volete formare la punta, facendolo ruotare nella fiamma.

Quando il vetro è molle tirate lentamente e tagliatelo quando si è indurito.

COME PIEGARE I TUBI DI VETRO

1 - Scaldate uniformemente il tubo nel punto in cui volete piegarlo, per circa cm 5 facendolo ruotare e muovendolo avanti e indietro.

2 - Quando il vetro è molle, allontanatelo dalla fiamma e piegatelo rapidamente. Tenetelo in mano sino a che si consolida.

Moderna bilancia elettrica per pesate di precisione in uso nei laboratori di chimica analitica quantitativa. Le tre manopole che si osservano a sinistra permettono di azionare i pesi dall'esterno e il complicato meccanismo è in tal modo completamente isolato e non risente delle eventuali interferenze dell'ambiente.

MISURE SCIENTIFICHE

Avrete certamente già studiato e quindi saprete che misurare una grandezza significa confrontarla con un'altra omogenea presa come termine di paragone e detta unità di misura. Il risultato del confronto di una grandezza con l'unità di misura stabilita è il numero che indica quante volte la grandezza contiene l'unità di misura o un suo sottomultiplo.

Gli scienziati di tutto il mondo hanno preferito il sistema metrico decimale agli altri sistemi di misura. Questo sistema ha per base il metro perché le altre unità di misura per le superfici, i solidi, le capacità e i pesi sono in relazione con esso.

Prima dell'introduzione del sistema metrico decimale le unità di misura erano diverse da uno stato all'altro. Il sistema, adottato poi in quasi tutti i paesi, fu stabilito da una apposita commissione a cui ne era stato dato l'incarico nel 1790.

Il chilogrammo è il peso di un decimetro cubo di acqua distillata a quattro gradi centigradi. Il grammo rappresenta la millesima parte del chilogrammo e costituisce l'unità fondamentale per la misura dei pesi.

Il chimico, come vi è già stato detto, lavora sempre su quantità molto piccole e, nell'analisi chimica quantitativa, si serve di bilance di precisione tali da misurare i sottomultipli del grammo.

La bilancia analitica o di precisione, per essere preservata dagli agenti esterni, è protetta entro una custodia a vetri. I pesi sono contenuti in una scatola e vengono tolti e posti sulla bilancia per mezzo di una pinza. Le frazioni di peso che vanno da 0,1 a 10 milligrammi si determinano per mezzo di un cavalierino mosso dall'esterno. Nelle piú moderne bilance elettriche tutti i pesi vengono azionati dall'esterno.

L'unità fondamentale delle misure di capacità è il litro (equivalente a 1 decimetro cubo). Il chimico usa recipienti graduati (che avete visto nella tavola di pag. 23), le burette graduate, e infine le pipette anch'esse graduate, meno esatte delle burette, che servono a misurare determinate piccole quantità di liquidi.

MISURE DI LUNGHEZZA

Unità : metro (m)

chilometro (km)	1000
ettometro (hm)	100
decametro (dam)	10
metro (m)	1
decimetro (dm)	0,1
centimetro (cm)	0,01
millimetro (mm)	0,001

MISURE DI CAPACITÀ

Unità : litro (dm^3 1)

ettolitro (hl)	100
decalitro (dal)	10
litro (l)	1
decilitro (dl)	0,1
centilitro (cl)	0,01
millilitro (ml*)	0,001

* in questo testo è usata la piú comune sigla cc (centimetro cubico)

MISURE DI PESO

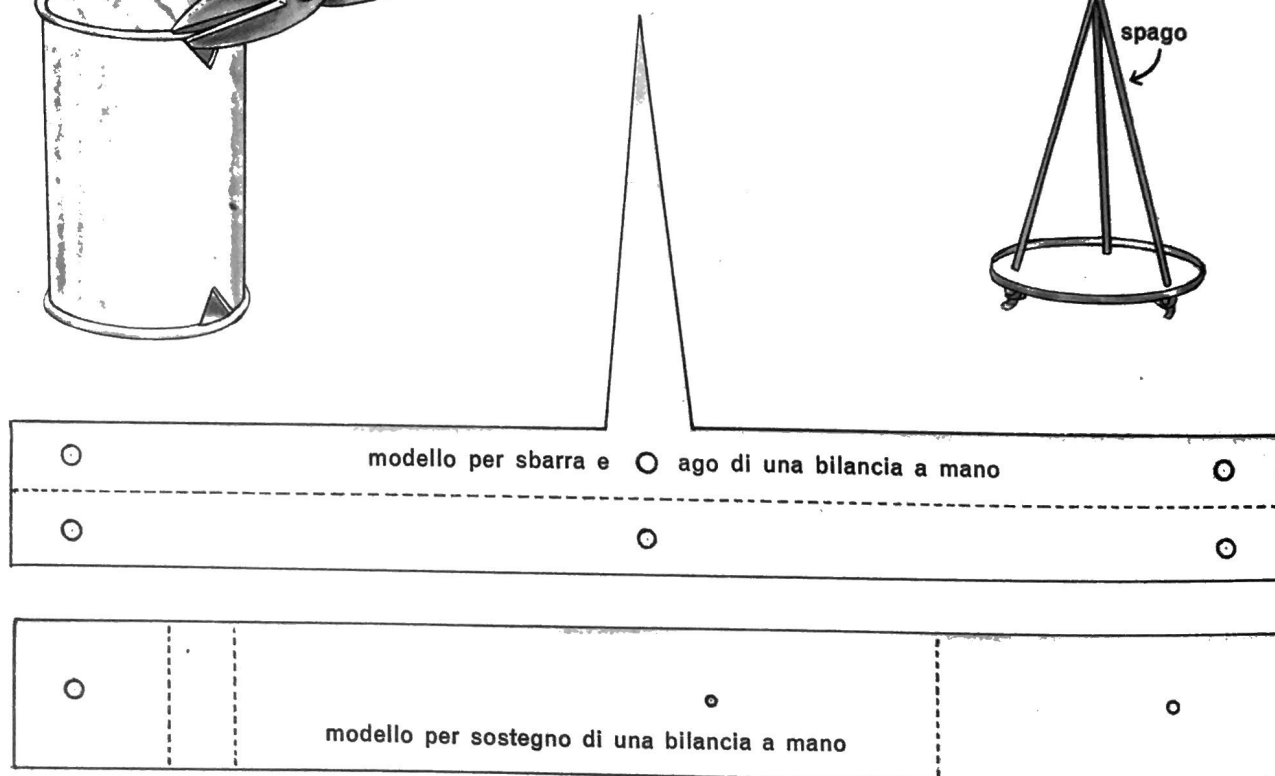
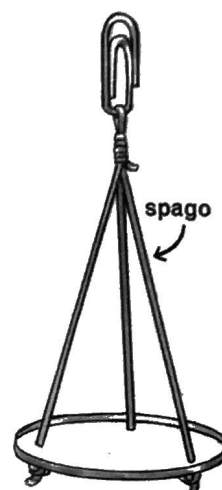
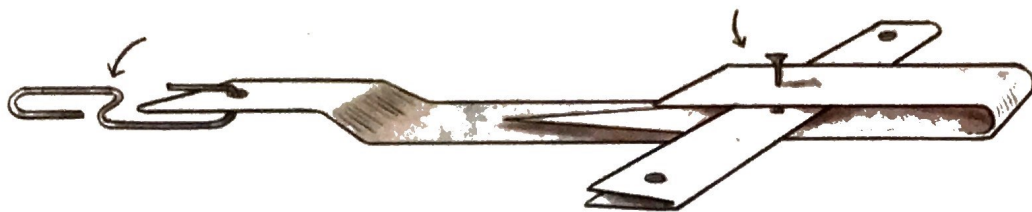
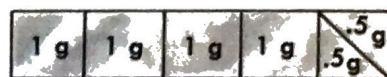
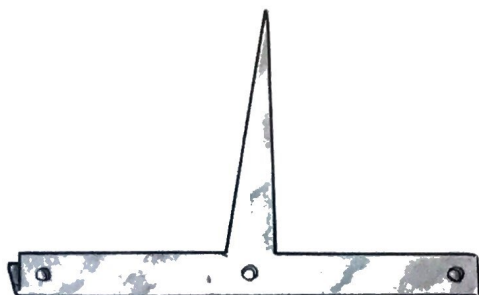
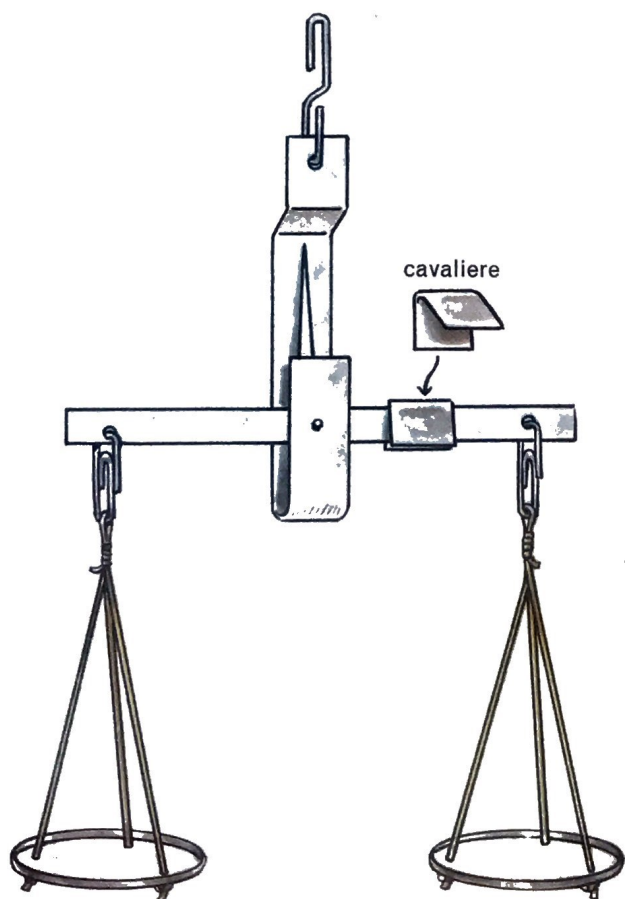
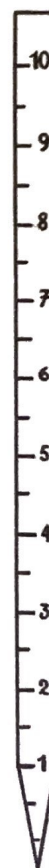
Unità : grammo (g)

chilogrammo (kg)	1000
ettogrammo (hg)	100
decagrammo (dag)	10
grammo (g)	1
decigrammo (dg)	0,1
centigrammo (cg)	0,01
milligrammo (mg)	0,001

COSTRUZIONE DI UNA BILANCIA A MANO

Il vostro lavoro non esige una delle meravigliose bilance elettriche che danno la possibilità di pesare le infinitesime porzioni di grammo; è necessario però usare una bilancia che vi permetta di prelevare quantitativi di sostanza dell'ordine di pochi grammi. A questo scopo è necessario che vi dedichiate con grande cura alla costruzione di una bilancia a mano. Il materiale che dovete usare consiste in una scatola di latta, alla quale asporterete con gran precisione il coperchio e il fondo ritagliandoli con cesoie da lattoniere.

Sempre con il materiale della scatola, ritagliate poi la sbarra comprendente l'ago. Eseguite i modellini su un foglio di carta e trasportate poi i disegni sulla latta.

Per misurare approssimativamente i liquidi potete usare una provetta lunga cm 18, sapendo che essa contiene cc 22. Per misure inferiori fabbricatevi una asta graduata, come indicato nell'illustrazione.

Costruitevi una bilancia a mano usando come piatti il coperchio e il fondo di una scatola di latta che ritaglierete con cesoie da lattoniere. Eseguite su un foglio di carta i modelli per la sbarra, per l'ago e per il sostegno; quindi trasportate i vostri disegni su latta.

Tagliando con le cesoie, piegando l'asta e curvando le strisce di latta otterrete i due pezzi che, inseriti l'uno nell'altro, vi daranno il sostegno per i due piatti della bilancia.

Usate una moneta da L 5 per il peso di g 1, una moneta da L 10 per g 1,5 e una da L 20 per g 3,5. Per i pesi piú piccoli prendete una striscia di latta che pesi g 5. Tagliatela in 4 parti da g 1 e due parti da g 0,5.

Montate la bilancia con i pezzi da voi preparati, come vi è stato indicato. Se l'asta non è in equilibrio, caricatela di un piccolo «cavaliere» di latta.

Per misure di liquidi riproducete esattamente l'asta graduata che si trova a destra ed applicatela ad una provetta per mezzo di un nastro adesivo trasparente.

Particolare di laboratorio. Da sinistra potete osservare una spruzzetta, una bevuta con collo smerigliato, un supporto con pipette graduate, un matraccio graduato ed un cilindro graduato.

TECNICA DI LABORATORIO

Un chimico, nel suo lavoro di laboratorio, deve dare la massima importanza alla SICUREZZA, alla PULIZIA e, soprattutto, alla PRECISIONE.

SICUREZZA. Tutti gli esperimenti che effettuerete seguendo la guida di questo libro non sono pericolosi se compiuti in modo corretto.

Trattate le sostanze chimiche con il massimo riguardo. Non assaggiate nulla se non vi si consiglia di farlo. Se nella vostra famiglia vi sono bambini piccoli, chiudete a chiave le sostanze chimiche quando non lavorate.

Proteggete i vostri abiti con un camice o, meglio, con un grembiule di plastica. State attenti al fuoco. Quando usate il bruciatore ad alcool, tenete un piatto di metallo sotto di esso per sicurezza e, mentre scaldate una provetta contenente un liquido, non scaldate il fondo della provetta bensí mantenetela leggermente inclinata, non tenendo la bocca rivolta verso di voi (vedi pagine seguenti, n. 9).

PULIZIA. Prendete l'abitudine di allineare da una parte strumenti e sostanze chimiche di cui abbisognate, mettendo gli oggetti usati dall'altra e lasciando uno spazio libero fra di essi per i vostri esperimenti.

Riponete le sostanze e pulite gli oggetti di vetro non appena avrete finito un esperimento.

PRECISIONE. Tutte le bottiglie e i barattoli contenenti sostanze chimiche devono avere etichette chiare e corrette.

Ricordate che i chimici esperti non appoggiano mai sul tavolo il tappo delle bottiglie, ma lo tengono in mano (n. 7 e 8).

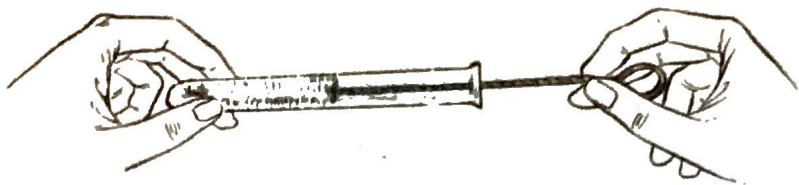
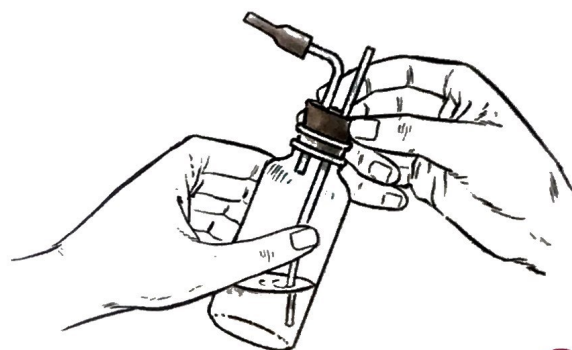
Nel corso delle vostre esperienze usate sempre le sostanze in piccolissime quantità, quando tali quantità non siano precisate dal testo. Un buon chimico lavora sempre su dosi minime.

Per rovesciare una sostanza da un barattolo fate ruotare il barattolo fra le dita e picchiettatelo con l'indice affinché cadano solo piccole dosi di sostanza (n. 10).

Prima di iniziare un esperimento leggete attentamente le istruzioni, poi preparate gli strumenti e le sostanze necessarie. Seguite quindi alla lettera le varie istruzioni. Osservate con molta attenzione le reazioni che eseguite e annotate con cura le varie fasi su un taccuino.

Comportatevi prudentemente quando infilate una cannuccia di vetro in un tappo. Inumidite cannuccia e tappo con acqua, poi spingete lentamente la cannuccia nel tappo con movimento a cacciavite (n. 3).

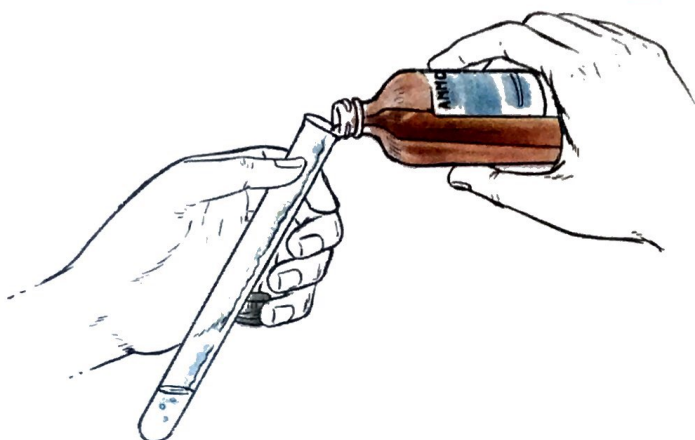
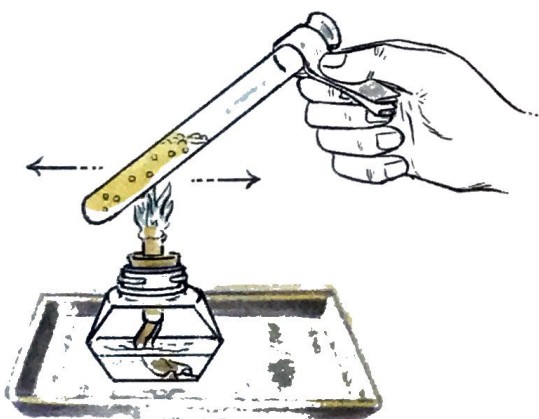
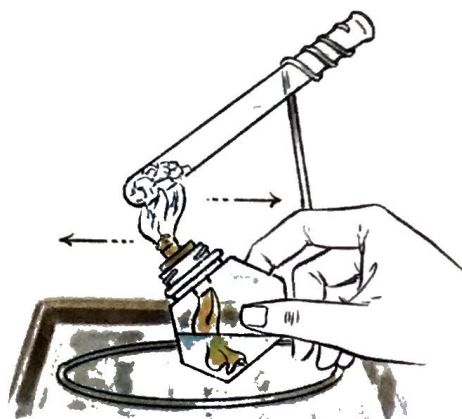
Quando preparate un apparecchio per un esperimento chimico assicuratevi che tutte le congiunture siano a perfetta tenuta. Usate i tappi della misura perfetta per la bocca dei recipienti, cannucce di vetro che si adattino molto bene ai fori dei tappi e tubi di gomma che vi aderiscano strettamente (n. 6).

Ogni operazione deve essere eseguita con calma. Il vostro sarà un lavoro di precisione; tutti i gesti che compirete dovranno essere dosati e delicati.

1 - Usate la spazzolina apposita per pulire le provette. Risciacquatele con acqua fredda.

2 - Prendete l'abitudine di leggere due volte un'etichetta per essere sicuri di aver preso la sostanza giusta.

3 - Quando dovete inserire una cannuccia di vetro in un tappo forato, abbiate cura di inumidirla e poi di avvitarla dolcemente proteggendo le mani con un panno.

4 - Non portate mai direttamente la provetta al naso per aspirare i vapori e quindi odorare. Invece, con la mano, fate deviare i vapori verso di voi.

5 - Controllate sempre con molta cura che i tappi degli apparecchi e le cannucce siano a perfetta tenuta.

6 - Togliete il tappo alla bottiglia con la mano sinistra.

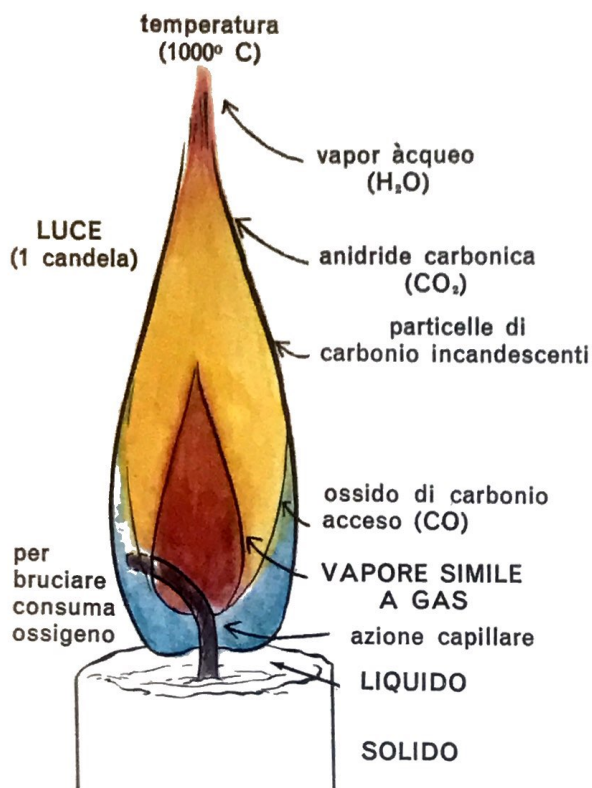
7 - Tenete il tappo nella mano sinistra e la bottiglia nella destra, con l'etichetta rivolta in su, mentre ne versate il contenuto. Poi tappatela.

8 - Reggete la provetta con la pinza e agitatela piano mentre la scaldate tenendola inclinata. Il contenuto può schizzare via. Non tenete la bocca rivolta verso di voi.

9 - Per pesare una sostanza mettete una carta velina uguale su ogni piatto della bilancia.

10 - Usate un bastoncino di vetro per dirigere il getto dei liquidi da versare da un recipiente all'altro.

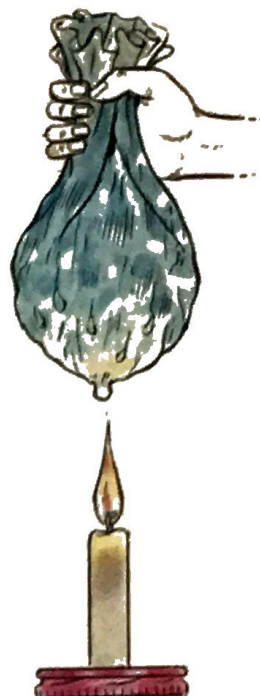
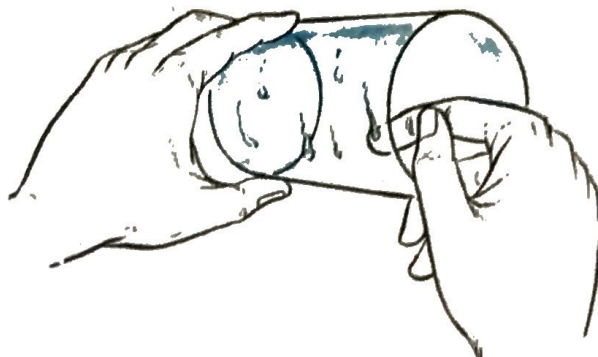
11 - Per scaldare una sostanza solida ponete la provetta in un sostegno con la base, poi muovete il bruciatore.

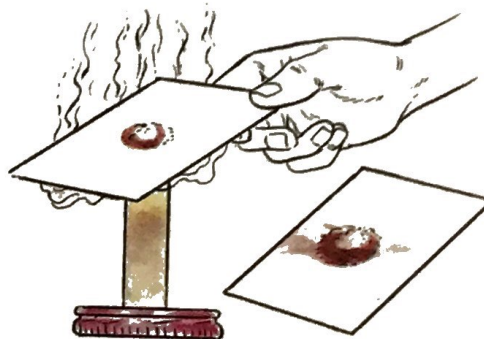
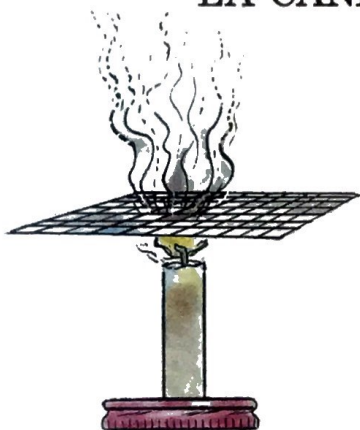
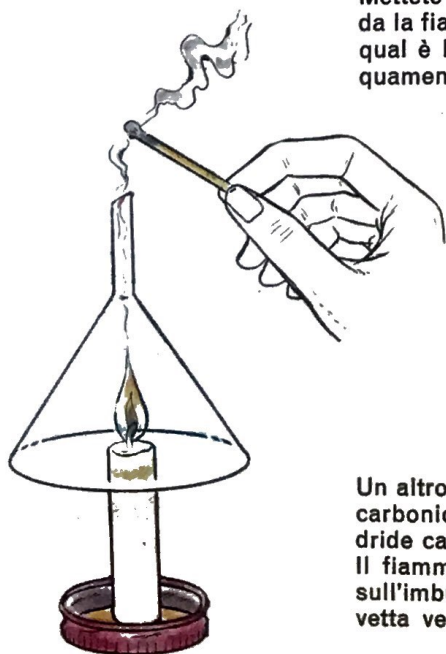
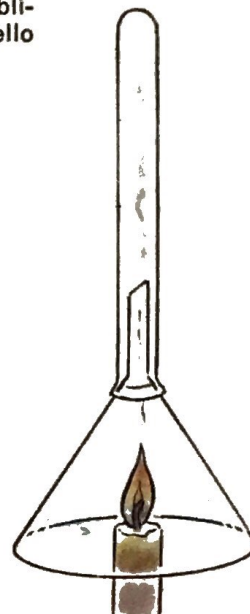
LA CANDELA DI FARADAY

Nel 1859, l'inglese Faraday tenne molte conferenze, destinate ai giovani, e riguardanti le caratteristiche e i "fenomeni" della candela: « Non c'è una legge che governi l'universo – diceva – che non entri in gioco nel fenomeno di una candela in combustione ». Egli provava la sua affermazione accendendo una candela e commentando i vari fenomeni: « Bruciando una candela partite con una sostanza *solida* che si trasforma prima in un *liquido* poi in un *gas* (o, piú correttamente, in un vapore simile a gas). Il grasso della candela liquefatta ricade per la *forza di gravità*, eppure lo stoppino sfida la gravità sollevandosi per effetto dell'*azione capillare*. Bruciando, la candela genera *energia* sotto forma di *luce* e di *calore*. Nello stesso tempo è soggetta a *reazioni chimiche* che rivelano di quali sostanze sia composta ».

Eseguite anche voi alcuni degli esperimenti che Faraday mostrò al suo uditorio.

GAS COMBUSTIBILI GENERANO LA FIAMMA

Potete provare in parecchi modi che la fiamma della candela dipende dai vapori di paraffina che bruciano. Spegnete la candela, poi rapidamente introducete nei vapori un fiammifero acceso. La candela si accenderà di nuovo. Fate un altro esperimento conducendo i vapori di una candela accesa in un bicchiere per mezzo di una cannuccia di vetro piegata. I vapori biancastri si condenseranno in un solido: la paraffina.

LA CANDELA CONTIENE IDROGENO

Una candela, bruciando, dà luogo a formazione d'acqua. Ora solo l'idrogeno, bruciando nell'ossigeno, forma acqua. Tenete un bicchiere freddo sopra una candela accesa per qualche minuto. Nell'interno si formerà rugiada. Oppure pestate alcuni cubetti di ghiaccio e cospargeteli di sale. Avvolgeteli in un foglio d'alluminio. Teneteli sopra una candela accesa. All'esterno del foglio si formeranno gocce d'acqua.

LA CANDELA CONTIENE CARBONIO

Mettete una griglia di fil di ferro sulla fiamma. Essa raffredda la fiamma e si forma la fuliggine che è carbonio. Per sapere qual è la parte piú calda della fiamma mettetevi sopra obliquamente un pezzo di cartone. La fiamma lascerà un anello piú scuro all'esterno.

Un altro modo per dimostrare che la candela contiene carbonio è provare che quando brucia si forma anidride carbonica. Capovolgete un imbuto sulla fiamma. Il fiammifero si spegnerà. Capovolgete una provetta sull'imbuto e raccogliete l'aria calda. Nella stessa provetta versate acqua di calce e agitate; questa si intorpidirà per anidride carbonica.

Parigi 1896 - Maria Sklodowska, la famosa scienziata polacca che scoperse il radio, nel suo laboratorio quale appare in un disegno dell'epoca. L'illustre donna ebbe come collaboratore il marito Pietro Curie.

SCIENZIATI ANCHE VOI

Abbiamo già accennato alla grande scoperta effettuata dai coniugi Curie nel 1896. I due famosi scienziati arrivarono a isolare il radio dopo anni di lavoro.

La loro ricerca ebbe inizio dall'osservazione di un minerale di uranio, la pechblenda, che emanava raggi molto piú penetranti di quanto il contenuto in uranio non potesse spiegare: raggi che impressionavano le lastre sensibili e rendevano l'aria conduttrice di elettricità.

I Curie fecero arrivare un certo quantitativo di minerale in polvere da una miniera della Boemia settentrionale e si accinsero ad un serio lavoro, tanto piú duro in quanto disponevano di mezzi insufficienti e di una attrezzatura veramente rudimentale. Per estrarre dal minerale il famoso elemento, che supponevano dovesse essere in esso contenuto, essi facevano bollire anzitutto la polvere in acidi forti. Poi la soluzione veniva filtrata e nuovamente fatta bollire sino ad ottenere un residuo, che purificavano con vari procedimenti modificati di volta in volta.

Dopo due anni di lavoro essi raggiunsero la mèta. Una notte entrarono nel laboratorio senza accendere la luce: videro allora i recipienti che contenevano le soluzioni della nuova sostanza splendere nel buio! Avevano scoperto un nuovo elemento, il radio, che è un milione di volte piú attivo dell'uranio.

La scoperta del radio ha segnato una tappa importante nella storia della chimica; una tappa però che costituí un punto di partenza, in quanto alla scoperta del radio e della radioattività seguirono altre emozionanti scoperte. Tra queste, quella di Rutherford che tentò il bombardamento dell'atomo, riuscendo a scomporne il nucleo. Altri eminenti scienziati, tra i quali i Joliot-Curie e il nostro Fermi, provocarono la disintegrazione artificiale di molti elementi, giungendo cosí alla concezione moderna dell'atomo, piccolo sistema planetario.

Ma la storia dei coniugi Curie non dovete considerarla solo sotto il punto di vista scientifico, pur se importante (la grande scoperta aprí la strada ad altre, di non minore rilievo): dovete altresí considerarne il valore umano. Da essa emerge infatti la figura del vero scienziato, con tutte le sue caratteristiche.

Innanzi tutto la curiosità. I Curie volevano svelare il mistero che si celava in quella polvere grigio-nera. Furono ossessionati dal desiderio della ricerca, non già per conseguire un guadagno o la gloria, ma per stabilire una verità scientifica. Prima di iniziare il lavoro i Curie raccolsero tutti i dati possibili intorno al materiale che intendevano trattare. A questa conoscenza aggiunsero la loro immaginazione e cosí, dopo infiniti tentativi, raggiunsero il risultato finale.

Per due anni avevano lavorato letteralmente come schiavi nella povera rimessa che costituiva il loro laboratorio.

Dopo la scoperta fatta essi resero noto al mondo il metodo di estrazione del radio, affinché altri scienziati potessero, a loro volta, controllarlo e provarlo.

Noi seguiremo lo stesso metodo usato dai Curie per isolare il radio, ma con un problema piú semplice: quello di separare due sostanze, intimamente mescolate.

1 - Prendete una piccola quantità di terra e una di normale sale raffinato e mescolatele insieme. Ora considerate quale sistema si possa seguire per estrarre il sale da questa miscela, cosí come i Curie si posero il problema di ricavare la misteriosa sostanza contenuta nella pechblenda. La differenza è che voi sapete cosa cercate.

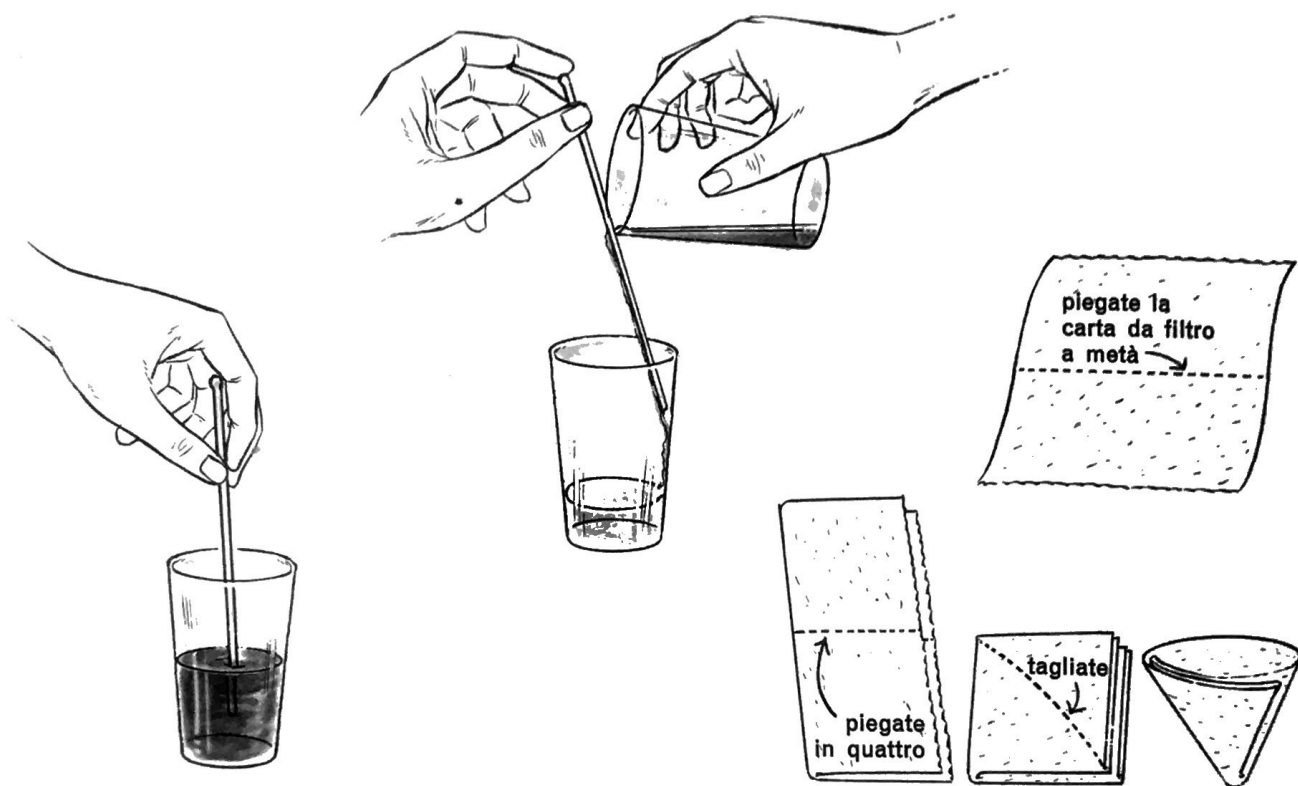
2 - Considerate anzitutto che la terra è di colore bruno e il sale è bianco. I granelli di terra hanno forme diverse. Il sale si presenta cristallizzato in piccoli cubi. La terra infine non si scioglie nell'acqua, il sale sí.

3 - Per separare le due sostanze, sulla base di quanto sapete, dovreste usare un paio di pinzette, ma impieghereste un tempo enorme. Potete invece trattare il miscuglio con acqua e separare in tal modo le due sostanze dato che la terra è insolubile e il sale è solubile.

4 - Questo è il sistema da adottare. Eseguite ora le operazioni sotto citate. Imparerete cosí a compiere alcune importanti

SOLUZIONE

DECANTAZIONE

FILTRAZIONE 1°

Trattate con acqua un miscuglio di sale e terra, l'acqua discioglierà solo il sale, che sarà in «soluzione acquosa». L'acqua si dice «solvente» e il sale «soluto».

Lasciate posare la terra nella soluzione salina fino a che gran parte non si sia depositata al fondo del recipiente. Inclinando dolcemente versate il liquido limpido.

La soluzione salina può essere privata della terra sospesa per filtrazione. Fatela passare su carta da filtro: la terra resterà sul filtro e la soluzione passerà.

operazioni di laboratorio, quali la preparazione di una soluzione, una decantazione, una filtrazione, di una evaporazione e una cristallizzazione.

5 - Controllate infine il risultato. La sostanza bianca residua, dopo l'evaporazione, è il sale. Lo sarà veramente? Ha il sapore del sale. Coi reagenti chimici potrete provare che è sale.

Il caso che abbiamo preso in esame è quello di un miscuglio di un solido con un liquido; ma vi accadrà talvolta di considerare anche il caso di due solidi entrambi non solubili, o miscugli di liquidi con liquidi. Se si tratta di liquidi non miscibili, la separazione sarà possibile dopo averli lasciati in riposo in appositi imbuti a rubinetto. I liquidi si disporranno infatti in due strati a seconda della loro densità: aprendo il rubinetto, si farà scorrere prima lo strato piú pesante.

Nel miscuglio di gas con solidi, oggi si pratica industrialmente la precipitazione elettrostatica delle polveri.

EVAPORAZIONE

FILTRAZIONE 2°

CRISTALLIZZAZIONE

Piegate la carta da filtro come è mostrato nella pagina accanto e adattatela all'imbuto. Versatevi sopra il liquido; il liquido limpido si chiama « filtrato ».

Il filtrato contiene disciolto il sale. Il sale può ora essere liberato dal suo solvente eliminando l'acqua per riscaldamento (cioè per « evaporazione »).

Eliminata quasi tutta l'acqua, il sale non rimane in soluzione, ma cristallizza in piccoli cristalli cubici. La cristallizzazione è piú evidente se avviene lentamente.

ELEMENTI-COMPOSTI-MISCUGLI

Materia è tutto ciò che occupa spazio e ha peso (o massa).

Il ferro è materia, l'acqua è materia e l'aria che è intorno a voi è materia: infatti anch'essa occupa volume e ha peso.

Ricordate? Torricelli stabilí, per mezzo del barometro, che su ogni centimetro quadrato l'atmosfera esercita un peso uguale a quello di una colonnina di mercurio alta mm 760.

La materia può presentarsi in tre forme. Può essere *solida* (come il ferro), *liquida* (come l'acqua), *gassosa* (come l'aria).

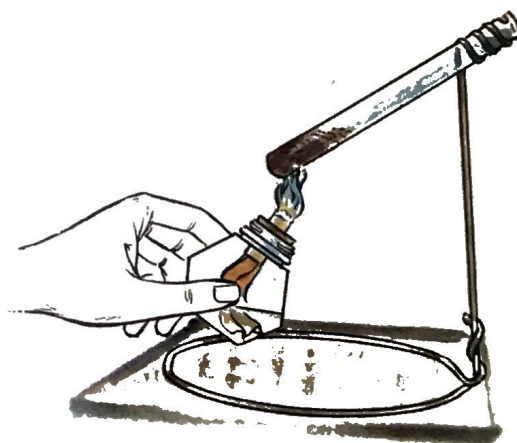
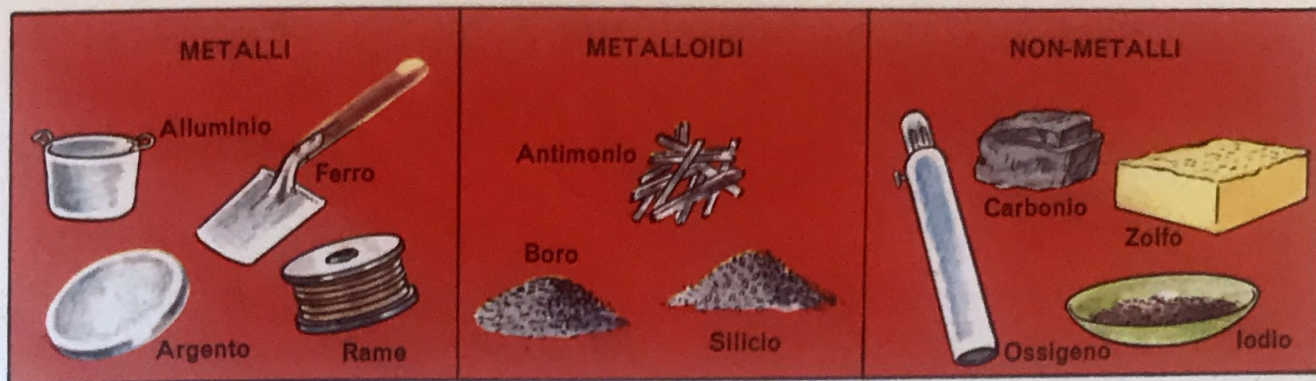
Il ferro è un *elemento*, cioè un corpo semplice, elementare. Se si potesse dividere un pezzettino di ferro in mille pezzi e poi ognuno di questi in altri mille e cosí via, si potrebbe constatare che ogni infinitesima particella sarebbe ancora ferro.

L'acqua invece è un *composto*. È formata da due elementi combinati insieme e sempre uniti nelle stesse proporzioni: è formata infatti da due parti di idrogeno e una di ossigeno. Gli elementi che si uniscono a formare un composto non possono essere divisi se non con mezzi chimici.

L'aria è un *miscuglio*. Vari gas e sostanze diverse la formano, ma sono tutti mescolati insieme e le proporzioni dell'una e dell'altra sostanza sono variabili. I componenti di un miscuglio possono essere separati con semplici mezzi meccanici.

DUE ELEMENTI E UN MISCUGLIO

PREPARAZIONE DI UN COMPOSTO

I due elementi, zolfo e ferro, possono essere mescolati in qualsiasi proporzione e di nuovo separati. Passate un magnete sul miscuglio: raccoglierà le particelle di ferro e resterà lo zolfo. Versate HCl su un po' del miscuglio: il ferro si scioglierà, lo zolfo no. Si potranno separare per filtrazione.

Mescolate insieme g 2 di fiori di zolfo e g 3,5 di limatura di ferro. Mettete il miscuglio in una provetta rovinata. Scaldate. Rapidamente si determina una reazione chimica. Il miscuglio diventa incandescente e si forma solfuro di ferro. I due elementi hanno formato un composto. Ora non si possono piú separare.

Gli elementi o corpi semplici sono sostanze che non si decompongono all'analisi. Gli elementi che si trovano in natura sono 92. Possono essere suddivisi in METALLI, METALLOIDI, NON-METALLI.

I composti inorganici sono tutti formati da due o piú elementi. Pochi sono i composti inorganici che contengono l'elemento carbonio. Non hanno mai fatto parte della materia vivente né sono prodotti da esseri viventi.

I composti organici sono i composti del carbonio. Originariamente i composti prodotti dagli esseri viventi (piante e animali) furono chiamati organici. La chimica organica studia i composti del carbonio.

I miscugli sono un insieme di elementi e composti uniti non in proporzioni costanti. Alcuni (sostanze colloidali) sono formati da minute particelle. Altri (soluzioni) presentano uniformemente la stessa struttura.

ACQUA

Formula H_2O. Peso molecolare 18. Densità 1. Liquido incolore, insapore, inodore. Bolle a 100° C al livello del mare. Gela a 0° C.

L'acqua è il piú importante di tutti i composti chimici. Senza di essa non ci sarebbe vita né per i vegetali né per gli animali.

Fortunatamente, l'acqua è il composto piú comune del mondo, occupando i tre quarti della superficie terrestre. L'acqua è sempre in movimento. Per l'evaporazione degli oceani, dei laghi, dei fiumi, delle piante e cosí via, essa passa dallo stato liquido allo stato gassoso e va a far parte dell'atmosfera. Raffreddandosi, il vapore d'acqua si condensa in piccole gocce e forma nubi. Se il freddo aumenta, le gocce ricadono sulla terra o sotto forma di pioggia che colma i fiumi, i laghi, gli oceani, o come neve, che forma i ghiacciai.

I chimici usano il metodo della natura per produrre acqua purissima. Trasformano l'ordinaria acqua potabile in vapore facendola bollire; poi ritrasformano il vapore in acqua raffreddandolo. Questo procedimento chiamasi *distillazione* e l'acqua cosí ottenuta chiamasi *distillata.*

Si può usare l'elettricità per scindere l'acqua nei due elementi che la compongono, i due gas idrogeno e ossigeno. L'acqua è un cattivo conduttore dell'elettricità; per questo aggiungerete all'acqua che introdurrete nel vostro apparecchio una piccola quantità di soda caustica.

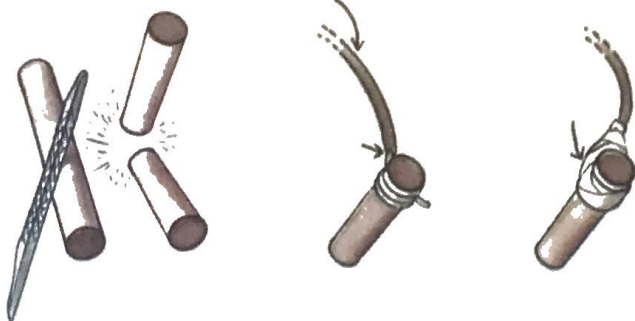
Scindere un composto negli elementi che lo costituiscono significa fare l'analisi di

L'ACQUA È UN SOLVENTE

L'ACQUA È UN CATALIZZATORE

L'acqua è un ottimo solvente; in essa, infatti, si sciolgono moltissime sostanze chimiche. Controllate con un facile esperimento come l'acqua calda sia meglio solvente dell'acqua fredda. Mettete un cucchiaio di soda Solvay in mezzo bicchiere d'acqua fredda. Agitate. Solo una parte della soda si scioglierà. Ripetete l'esperienza con acqua calda. La soda si scioglierà tutta rapidamente. Per preparare una soluzione sarà bene, quindi, scaldarla dolcemente.

L'acqua facilita molte reazioni chimiche senza prendere parte ad esse. Una sostanza che ha questa prerogativa è un catalizzatore. Mettete un cucchiaio di lievito in polvere, asciutto, in un barattolino. Attaccate un filo metallico a una candela. Accendetela e infilatela nel barattolo. La candela continuerà a bruciare. Versate acqua calda sul lievito. Il lievito spumeggerà. Il gas che si svolgerà (anidride carbonica) farà vacillare la fiamma e la spegnerà.

ELETTROLISI DELL'ACQUA

Per ottenere l'elettricità occorrente all'elettrolisi usate 3 o 4 pile da lampada portatile; 2 pezzi di filo di rame isolato e 2 «elettrodi» che fabbricherete raschiando il bastoncino di carbone di una vecchia pila e spezzandolo in due. Scoprite per cm 5 il filo di rame a ciascun capo e legatelo all'estremità di ogni bastoncino. Rivestite quindi con nastro isolante.

ESECUZIONE DELL'ELETTROLISI

Sciogliete un cucchiaio di soda caustica in cc 100 di acqua; riempite con questa soluzione un bicchiere e due provette e sistemate l'apparecchio come mostrato a sinistra. Inserite la cima di un elettrodo di carbonio in ciascuna delle due provette, piene di soluzione. Unite insieme tre o, meglio, quattro pile con nastro adesivo, la sommità dell'uno con il fondo dell'altra. Con il nastro adesivo fissate il capo scoperto del filo di rame che parte da un elettrodo alla cima della prima pila e il capo scoperto del filo che parte dall'altro elettrodo al fondo dell'ultima pila. Appena eseguito il collegamento, nelle due provette cominceranno a svolgersi bolle di gas.

PROVA PER L'OSSIGENO

Prelevate la provetta riempitasi per prima di gas, a bocca in giú, chiudendola col pollice. Avvicinando un fiammifero il gas brucia con debole sparo: è H_2.

PROVA PER L'IDROGENO

Quando la 2ª provetta è piena di gas prelevatela con la bocca in su, tenendola chiusa. Accendete un fiammifero di legno, poi spegnetelo e infilatelo nella provetta. Divamperà la fiamma: il gas è O_2.

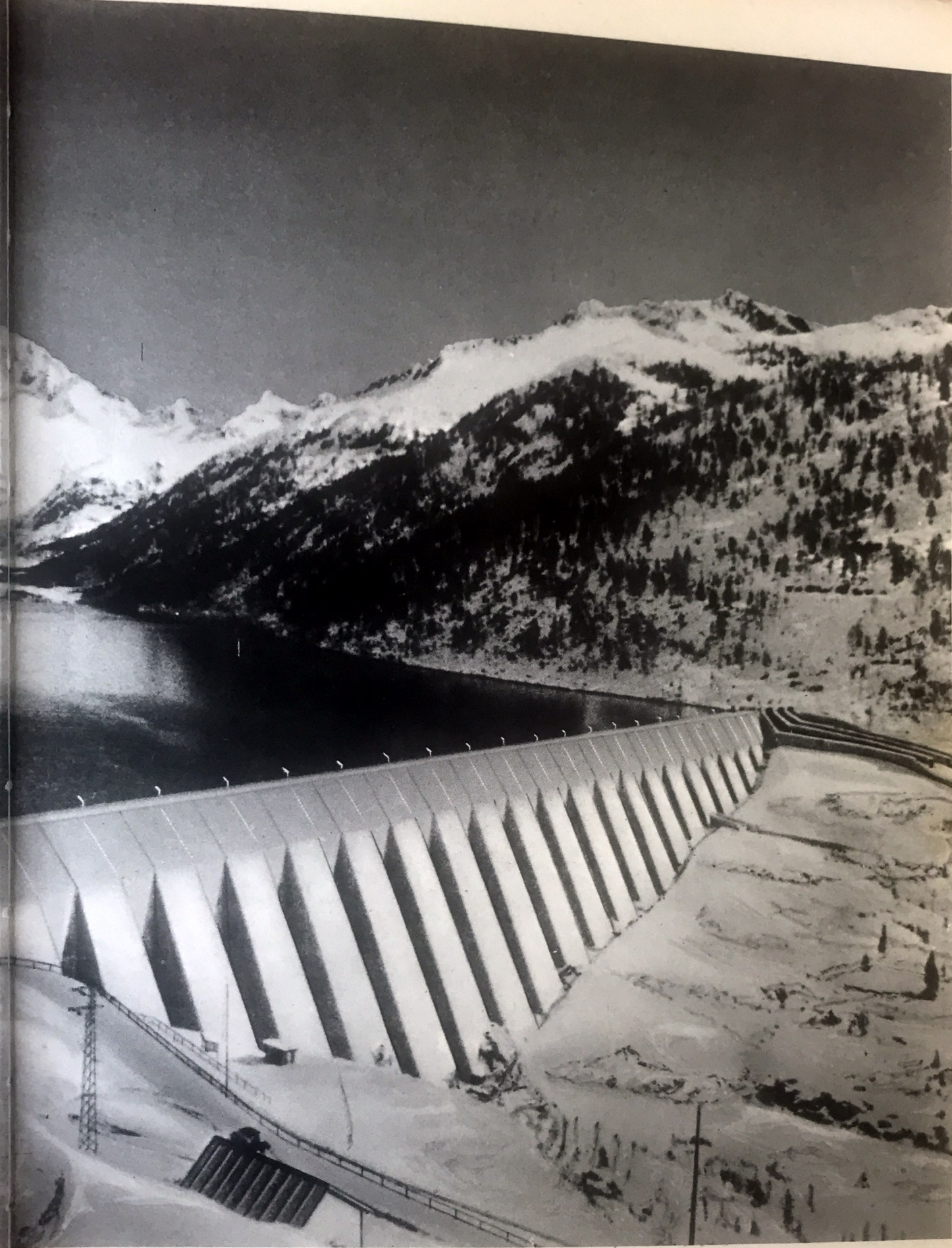
quel composto. Voi farete perciò l'analisi dell'acqua.

L'acqua facilita e rende possibili la maggior parte delle reazioni chimiche; nei laboratori chimici, in medicina, in alcuni delicati processi industriali viene impiegata l'acqua distillata in quanto esente da sali. Le acque fluviali, le acque sorgive e le acque provenienti dallo scioglimento delle nevi contengono disciolte piccole quantità di sali, aria e diverse impurità per cui, per ottenere l'acqua potabile, bisogna sottoporre tali acque ad analisi chimica e batteriologica. L'acqua potabile infatti oltre ad essere limpida, inodora e insapora, deve contenere piccolissime quantità di sali (non piú di mezzo grammo per litro), deve essere ben areata, deve avere una temperatura compresa tra i 7° e i 15°, non deve contenere microrganismi. Occorre quindi sottoporre a depurazione le acque naturali, per ottenere l'acqua potabile. Talvolta la depurazione si verifica in natura: ciò avviene quando l'acqua piovana prima di giungere in superficie si purifica, filtrando attraverso terreni che ne trattengono le impurità. Altrimenti si predispongono strati filtranti di pietre, ciottoli e sabbia.

Le acque dure sono quelle che contengono, disciolte, quantità notevoli di sali di calcio e magnesio; non sono potabili, non sciolgono il sapone.

Le acque minerali sono acque sorgive che contengono disciolte quantità piú o meno grandi di vari sali che conferiscono ad esse proprietà terapeutiche. L'origine delle sostanze in esse contenute deve essere ricercata nei terreni che esse attraversano.

Si hanno acque salate, che contengono principalmente sale comune; acque alcaline, che contengono carbonati; acque sulfuree, contenenti anidride solforosa e solfuri, e cosí via.

L'Italia possiede molte sorgenti di acque minerali, oltre a sorgenti termali in cui le acque, che fuoriescono dal terreno, sono ad alta temperatura.

OSSIGENO

Simbolo O. Elemento 8. Peso atomico 16. Gas incolore e inodore, facilita la combustione (comburente). Densità 1,1. Poco solubile in acqua: 3 vol. in 100 vol. a 20° C.

Per migliaia di anni gli uomini avevano saputo che nessun essere umano può vivere senza aria, ma furono Karl Scheele nel 1772 e Joseph Priestley, nel 1774, che individuarono l'ossigeno e ne descrissero le proprietà.

A Lavoisier però va il merito di aver messo in evidenza la grande importanza di questo gas nei fenomeni di respirazione dei vegetali e degli animali, che ne hanno assoluto bisogno per vivere, e di aver approfondito i fenomeni di combustione, debellando definitivamente la teoria flogistica (1781).

In natura l'ossigeno ha un suo ciclo: viene emesso dalle piante, le quali mediante la "funzione clorofilliana" prendono dall'aria l'anidride carbonica; la fanno quindi reagire con l'acqua, ottenendo appunto sostanza organica e ossigeno; questo viene infine utilizzato dagli animali per la respirazione.

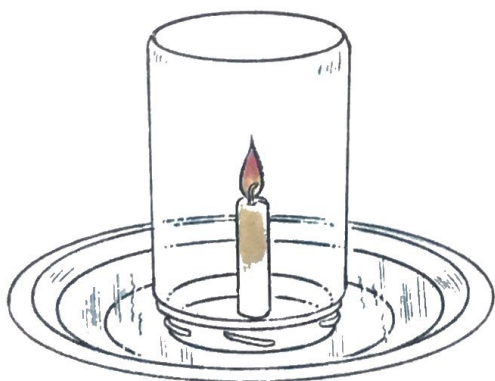
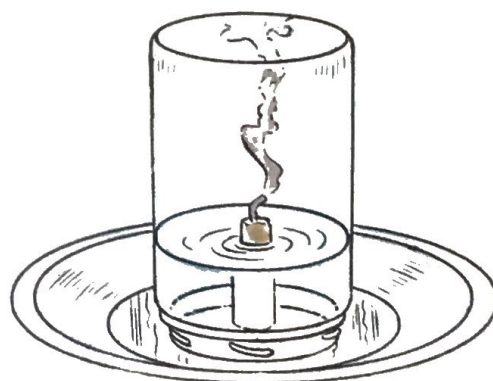
In laboratorio l'ossigeno si può ottenere da alcuni composti che lo contengono, solitamente per riscaldamento di alcuni ossidi metallici. Priestley stesso lo ottenne decomponendo l'ossido di mercurio.

Nel vostro laboratorio potrete estrarlo dall'acqua ossigenata.

Acquistate da un farmacista acqua ossigenata a 12 volumi. Essa è simile all'acqua che, come già sapete, è composta di due parti di idrogeno e una di ossigeno; i chimici la indicano con la formula H_2O, notando gli elementi presenti nella molecola col solo simbolo e il numero degli atomi con piccoli numeri alla destra del simbolo.

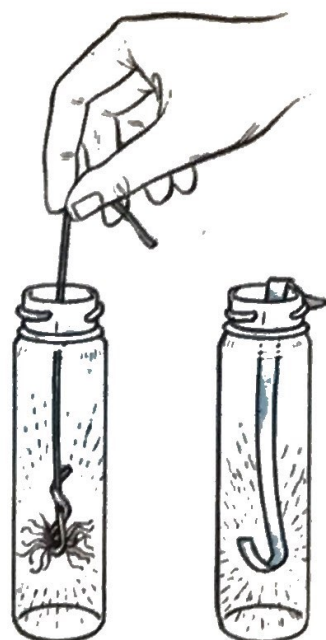
L'acqua ossigenata (perossido d'idrogeno) è formata da due parti d'idrogeno e due parti di ossigeno. La sua formula dunque sarà H_2O_2.

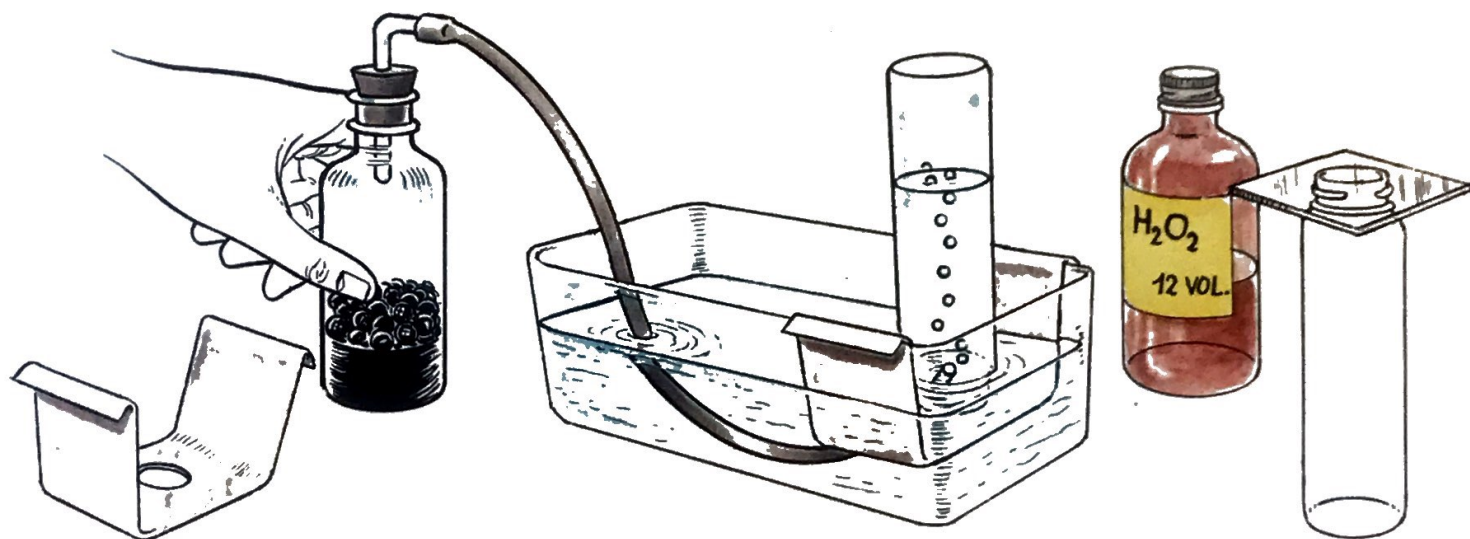
H_2O_2 diventerà H_2O e libererà un atomo di ossigeno (O) se introdurrete in essa un catalizzatore. Come catalizzatore potete usare il biossido di manganese ricavato dalla pila.

L'ATMOSFERA CONTIENE OSSIGENO

Fate aderire con gocce di cera una candela ad un piatto che riempirete d'acqua. Accendete la candela e capovolgetevi sopra un barattolo vuoto. Dopo poco

vedrete che la candela si spegnerà e che il livello dell'acqua dentro il barattolo si alzerà per prendere il posto dell'ossigeno consumatosi nella combustione.

PRODUZIONE DI UNA PICCOLA QUANTITÀ DI OSSIGENO

Per produrre una piccola quantità di ossigeno userete l'acqua ossigenata. Introducete cc 10 in un barattolo e aggiungete g 2 di biossido di manganese (residuo della pila, pag. 45), il quale agisce da catalizzatore. Prendete ora un fiammifero di legno con un punto di ignizione e introducetelo nel barattolo. La brace arderà piú luminosamente, poi brucerà con fiamma viva per l'ossigeno formatosi.

MOLTE SOSTANZE BRUCIANO NELL'OSSIGENO

Attaccate un po' di limatura di ferro a un filo metallico e riscaldate sino a renderla rovente sul bruciatore ad alcool. Introducetela nel barattolo di ossigeno. Il ferro esploderà in una fiammata. Mettete un pezzettino di zolfo nell'incurvatura di una striscia di latta piegata. Accendete lo zolfo con un fiammifero. Introducetelo nel barattolo di ossigeno. Lo zolfo brucerà con una luce blu brillante.

PRODUZIONE DI OSSIGENO IN LABORATORIO

Per raccogliere l'ossigeno che produrrete, avrete bisogno di una «bacinella pneumatica». Si tratta di una bacinella profonda, piena d'acqua, con un ponte metallico, fatto con una striscia di latta larga cm 6,5. Preparate una bottiglia con tappo, nel quale introdurrete una cannuccia di vetro a forma di L, prolungata con un tubo di gomma che possa giungere al buco fatto nel ponte. Riempite 1/4 della bottiglia di H_2O_2 a 12 volumi, aggiungete un cucchiaino di biossido di manganese e chiudete col tappo. Riempite il barattolo di acqua e mettetelo con l'apertura in basso, sul ponte, in modo che l'ossigeno formi in esso delle bolle e lo riempia sostituendo l'acqua. Quando il vasetto sarà del tutto pieno di O_2 fate scivolare un piattino di vetro sotto l'apertura. Quindi rimettetelo dritto rapidamente, in modo da evitare di far scappare l'ossigeno. L'ossigeno è più pesante dell'aria, quindi dovrete tenere il suo recipiente rivolto verso l'alto.

Industrialmente l'ossigeno si ricava o dall'acqua facendone l'elettrolisi, proprio come avete fatto voi nella precedente esperienza, oppure dall'aria resa liquida e successivamente distillata. L'ossigeno costituisce circa un quinto in volume dell'aria atmosferica e si trova inoltre combinato con gli altri elementi a formare innumerevoli composti inorganici ed organici, primo fra tutti l'acqua, che occupa tanta parte della superficie terrestre.

Oltre ad essere usato nelle industrie, l'ossigeno è usato negli ospedali, per i respiratori dei pescatori subacquei, per i piloti delle navi spaziali.

Tutte le cose bruciano piú vivacemente nell'ossigeno puro di quanto non brucino nell'aria, che è una miscela di ossigeno con altri gas. Questo avviene perché l'ossigeno è un comburente, ha cioè la proprietà di provocare le combustioni e di attivarle. Questo elemento mostra una grande affinità chimica per gli altri elementi; le sue reazioni di combinazione sono "ossidazioni" e tutte le ossidazioni sono combustioni, sempre caratterizzate da sviluppo di calore e, talvolta, di luce. La respirazione degli animali e dei vegetali è una lenta combustione.

L'ossigeno puro però è tossico per l'organismo animale perché attiva troppo i fenomeni di ossidazione che presiedono ai fenomeni vitali. Nell'aria la sua azione è mitigata dalla presenza dell'azoto. L'ossigeno puro viene perciò somministrato solo ai malati in casi particolari. Anche i cacciatori subacquei e i palombari si servono talora di respiratori alimentati da bombole di ossigeno e, se non si attengono a norme ben precise, vanno soggetti a fenomeni gravi di embolia per l'eccesso di ossigeno entrato in circolazione.

L'ossigeno puro ha diverse applicazioni. Dal momento in cui fu scoperto, nel lontano 1772, quale enorme importanza ha acquistato! Nelle industrie, mescolato con l'aria, è usato come ossidante in alcuni importanti processi chimici quali ad esempio quelli relativi alla produzione di esplosivi e dell'ozono. È impiegato inoltre per rendere respirabile l'atmosfera nei sommergibili, negli aerei e nelle navi spaziali nonché per produrre la fiamma ossidrica e ossiacetilenica utilizzata nella saldatura autogena. Ultimamente questo gas è stato largamente usato come comburente nei motori dei razzi per la messa in orbita dei satelliti artificiali. Uno stato allotropico (termine che significa "altra forma") dell'ossigeno è l'ozono, che differisce dal primo per il fatto di avere una molecola triatomica (la formula è O_3), mentre l'ossigeno ha una molecola biatomica (O_2). L'importanza dell'ozono sta nella sua proprietà di dare, decomponendosi, ossigeno molecolare e ossigeno atomico, attivissimo per le ossidazioni e le decolorazioni.

Quando Henry Cavendish scoprí l'idrogeno, non pensò certo che questo gas avesse una forza tanto sorprendente. Oggi esso è impiegato nella fabbricazione di una potentissima bomba.

IDROGENO

Simbolo H. Elemento 1. Peso atomico 100,8. Gas incolore, inodore, combustibile. Altamente esplosivo mescolato all'aria. Densità 1/14 dell'aria. Abbastanza solubile in acqua: 1,8 vol. in 100 vol. a 20° C.

L'idrogeno è uno degli elementi piú importanti. Si trova in tutti gli organismi viventi; il corpo umano lo contiene per il 10%. L'acqua è formata da idrogeno e ossigeno; l'idrogeno poi è parte integrante di moltissimi composti organici, tra i quali gli alimenti, le fibre tessili, la benzina e i carburanti in genere, e di molti composti inorganici, quali gli acidi, le basi, i sali acidi ecc...

È quindi abbondantissimo allo stato di combinazione; si trova invece libero assai raramente, in particolare fra i gas delle emanazioni vulcaniche e negli altissimi strati dell'atmosfera. Si trova poi nel Sole e negli altri corpi celesti.

Henry Cavendish lo scoprí nel 1766 e lo chiamò "aria infiammabile".

L'idrogeno è l'elemento piú leggero che esista; il suo peso equivale a solo un 1/14 del peso dell'aria.

Per questa sua proprietà fu usato per piú di un secolo per riempire aerostati. Se ne serví per primo un francese, Jacques Charles, nel 1783. Però l'idrogeno tende a combinarsi con l'ossigeno dell'aria e ad esplodere formando il gas tonante. Questa sua proprietà causò una terribile sciagura: nel 1937 il dirigibile Zeppelin, riempito di idrogeno, al suo arrivo in America dopo la traversata dell'Oceano Atlantico esplose e trentasei persone persero la vita nel tragico incidente.

L'idrogeno si combina con alcuni metalli, formando composti che si chiamano *idruri*; assai importanti sono alcuni acidi (*idracidi*) che sono formati esclusivamente da idrogeno e metalloidi, senza ossigeno, quali ad esempio, l'acido cloridrico (HCl) e l'acido solfidrico (H_2S).

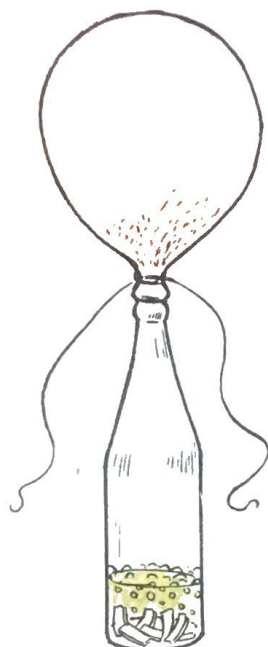
È un energico riducente: cioè, avendo grande affinità per l'ossigeno, lo toglie a molti ossidi metallici (tali reazioni avvengono a caldo).

Industrialmente si prepara per elettrolisi dell'acqua, ma in paesi ricchi di carbone lo si prepara facendo passare il vapore d'acqua su carbone rovente, che si combina con l'ossigeno dell'acqua, liberando l'idrogeno.

Nel vostro laboratorio potrete ottenere idrogeno trattando trucioli di zinco con acido cloridrico. Questo acido è formato da idrogeno (H) e da cloro (Cl); la sua formula è perciò HCl. Lo zinco sostituisce l'idrogeno dell'acido cloridrico e lo libera: nella provetta rimarrà cloruro di zinco ($ZnCl_2$).

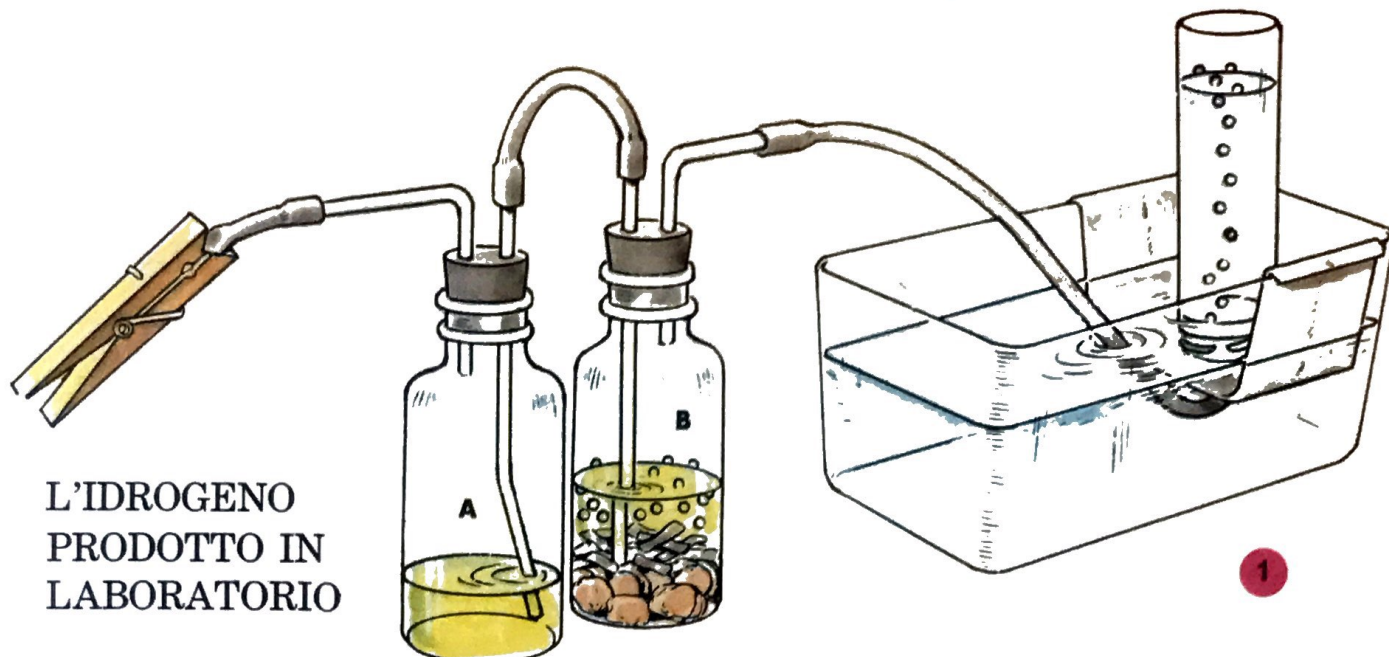
L'idrogeno è un buon conduttore del calore e dell'elettricità; è usato nell'industria chimica per la produzione dell'ammoniaca, per l'idrogenazione dei grassi, per la produzione della benzina sintetica, e per la preparazione sintetica di molte complesse sostanze organiche. L'atomo di idrogeno è il piú semplice di tutti gli atomi: contiene soltanto un elettrone e un protone. Invece il deuterio, che è un isotopo dell'idrogeno, contiene un elettrone, un protone e un neutrone. Si chiamano infatti isotopi quegli elementi che differiscono per il solo numero dei neutroni. Col deuterio si forma un composto, chiamato acqua pesante che ha la formula D_2O: da tale composto gli scienziati partirono per fabbricare le prime bombe atomiche.

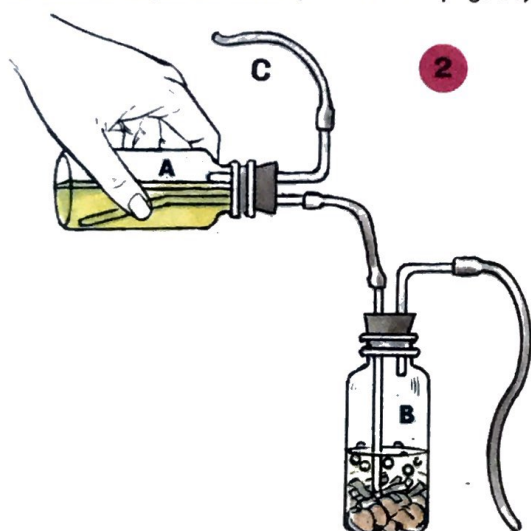
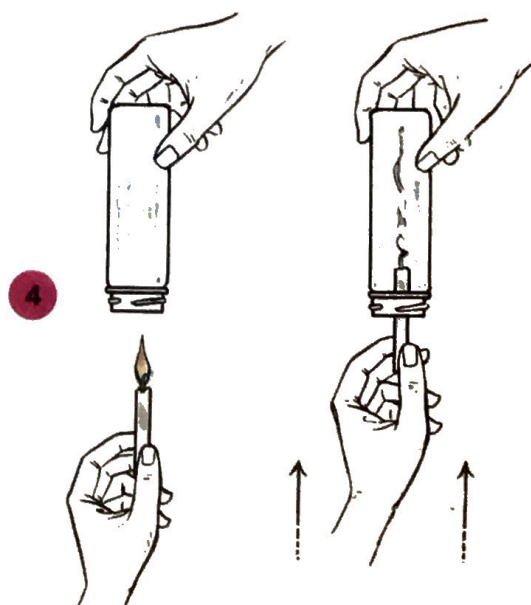
TRATTATE L'IDROGENO CON MOLTA PRUDENZA!

L'idrogeno misto all'aria è fortemente esplosivo, perciò vi si raccomanda di osservare le seguenti norme di sicurezza: fabbricate sempre l'idrogeno esclusivamente in piccole quantità e curate che le congiunture del gassogeno siano sempre a perfetta tenuta; onde evitare fughe di gas, saggiate l'idrogeno per assicurarvi della sua purezza: raccoglietene una provetta piena e portate un fiammifero acceso alla bocca della stessa; l'idrogeno misto ad aria esplode a « singhiozzo » ed è pericoloso; è quindi necessario provvedere ad un'ulteriore purificazione. L'idrogeno puro brucia invece con un dolce « scoppio ». Tenete la fiamma lontana dal gassogeno. Accendete l'idrogeno dalla provetta-generatore, descritta nella pagina accanto, e solo dopo averne saggiato la purezza.

L'IDROGENO È IL GAS PIÙ LEGGERO

Riempite per 1/4 una bottiglia da spumante di una miscela di acido cloridrico e acqua (in parti uguali), poi introducete nella bottiglia g 10 di trucioli di zinco. Operate lontano dalla fiamma. Applicate un palloncino di gomma alla bocca della bottiglia legandolo strettamente. Quando il palloncino si è gonfiato, staccatelo dalla bottiglia e legatelo con uno spago. Il palloncino salirà al soffitto della stanza o s'innalzerà nel cielo: questo vi prova che il gas è molto piú leggero dell'aria; in effetti esso è il piú leggero di tutti i gas.

L'IDROGENO BRUCIANDO FORMA ACQUA

Riempite 3/4 di provetta con acido cloridrico e aggiungete un po' di trucioli di zinco. Si producono immediatamente bolle di idrogeno. Chiudete la provetta con un tappo di gomma in cui avrete infilato una cannuccia di vetro con la punta a getto; *coprite l'apparecchio con un tovagliolo.* Dopo qualche minuto accendete il gas che esce dal getto. Se l'idrogeno è puro si accenderà con un piccolo scoppio, se non è puro, con molti scoppiettii. Tenete un bicchiere capovolto sopra la fiamma: si forma rugiada, cioè acqua.

L'IDROGENO PRODOTTO IN LABORATORIO

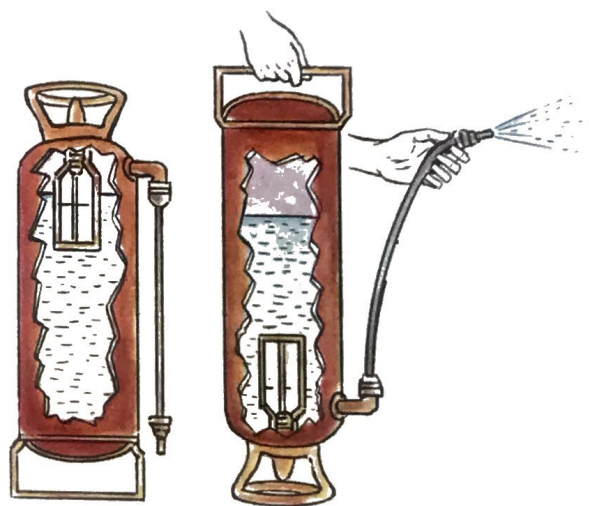
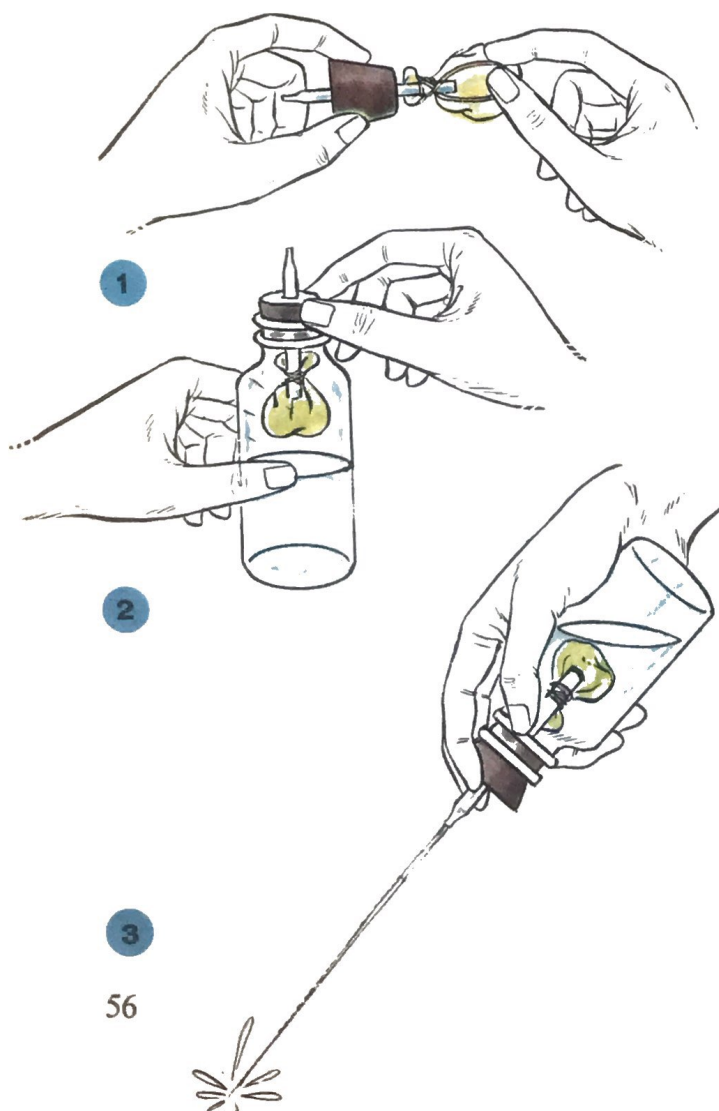
Montate il gassogeno di sicurezza descritto a pag. 26. Riempite la bottiglia A per 2/3 con una miscela di acido cloridrico e di acqua in parti uguali. Preparate ora la bacinella pneumatica (1 - come a pag. 50). Introducete alcuni piccoli sassi sul fondo della bottiglia B e, sui sassi, mettete qualche truciolo di zinco. Sistemate infine il vostro apparecchio in maniera che tanto i tappi quanto i tubi siano a perfetta tenuta.

2 - Versate l'acido dalla bottiglia A nella bottiglia B ripiegando una bottiglia sull'altra e soffiando nel tubo C. Chiudete il tubo della bottiglia A con una molletta. Appena l'idrogeno comincia a formare bolle nell'acqua della bacinella pneumatica, raccoglietene un po' nella provetta piena d'acqua; provatene la purezza mediante accensione. Quando l'idrogeno è puro fatelo gorgogliare in vasetti pieni d'acqua rivolti in giù.
3 - Dopo aver eseguito gli esperimenti, trasferite la molletta dal tubo di gomma della bottiglia A a quello della bottiglia B. L'idrogeno spingerà l'acido dalla bottiglia B alla A. Quando l'acido non toccherà piú lo zinco, la reazione cesserà.
4 - Quando avrete provato su un campione di gas raccolto in provetta che l'idrogeno è puro, riempite un piccolo vasetto. Estraete il vasetto dall'acqua tenendolo a bocca in giù. Mettete nel vasetto una candela accesa. L'idrogeno brucerà all'imboccatura del vasetto; la candela si spegnerà.

Formula CO_2. Composto. Peso molecolare 44. Gas incolore, inodore. Non brucia, non mantiene la combustione. Densità 1,529. Abbastanza solubile in acqua: 88 vol. in 100 vol. a 20° C.

ANIDRIDE CARBONICA

Avete già sperimentato (ricordate la candela accesa?) che quando qualche composto contenente carbonio brucia nell'aria, si forma un gas, l'anidride carbonica (CO_2). Essa è uno dei gas piú importanti per la vita. Le piante, alla luce, compiono un processo chimico molto complicato e misterioso, chiamato funzione clorofilliana: esse utilizzano il carbonio dell'anidride carbonica, combinandolo con l'ossigeno e l'idrogeno dell'acqua e con vari sali minerali assorbiti dal terreno per produrre cellulosa, amido, sostanze proteiche.

Raffreddato e compresso, questo gas diviene un solido: il "ghiaccio secco". Quando è disciolta nell'acqua (H_2O), l'anidride carbonica (CO_2) forma un acido debole (H_2CO_3). Questo acido è contenuto nell'acqua di seltz; le bollicine sono CO_2 allo stato libero. L'acido carbonico si combina con molti metalli e forma sali chiamati "carbonati". Potete estrarre la CO_2 da molti carbonati per mezzo di un acido debole.

L'anidride carbonica liquida è usata per gli estintori d'incendio.

FABBRICAZIONE DI UN MODELLO DI ESTINTORE

Gli estintori d'incendio chimici contengono una soluzione di bicarbonato di sodio e una soluzione di acido solforico. Quando i due composti vengono a contatto danno luogo a formazione di anidride carbonica che espelle con forza l'acqua.

1 - Inserite una cannuccia di vetro con punta a getto in un tappo di gomma. Mettete bicarbonato di sodio in un foglio di carta leggera e attaccate il pacchetto alla cannuccia con un elastico.

2 - Riempite a metà una bottiglia con acqua e aceto e chiudete con il tappo.

3 - Tenete fermo il tappo con due dita. Voltate la bottiglia in giú. L'anidride carbonica formatasi nella reazione tra aceto e bicarbonato spinge l'acqua con un getto potente.

LA CO_2 È PIÚ PESANTE DELL'ARIA E NON MANTIENE LA COMBUSTIONE

Preparate la CO_2 versando in una brocca pochi cc di aceto bianco su g 5 di bicarbonato di sodio. Appendete una candela accesa ad un barattolo e versate la CO_2 formatasi dalla brocca nel barattolo, come se versaste acqua. La fiamma si spegnerà.

PREPARAZIONE DELL'ACQUA DI CALCE

Agitate un cucchiaino di idrossido di calcio in cc 200 d'acqua. Lasciate in riposo sino a che la calce non si depositi al fondo. Filtrate, quindi riponete il filtrato (acqua di calce) in una bottiglia e chiudetela ermeticamente.

LA CO_2 SI OTTIENE DAL MARMO

In laboratorio l'anidride carbonica si ottiene di solito da frammenti di marmo ($CaCO_3$) e HCl diluito. Mettete il marmo nella 2ª bottiglia del vostro gassogeno, indi versate l'acido dalla Iª bottiglia, come per preparare l'idrogeno (pag. 55).

LA RESPIRAZIONE GENERA CO_2

Nelle combustioni si forma anidride carbonica. La respirazione è una lenta combustione. La CO_2 rende lattiginosa l'acqua di calce; di conseguenza, se espirate attraverso una cannuccia di vetro nell'acqua di calce di una provetta, il liquido si intorbiderà.

Simbolo N. Elemento 7. Peso atomico 14,008. Gas incolore, inodore. Non brucia. Non aiuta la combustione. Densità 0,967. Poco solubile in acqua: 1,5 vol. in 100 vol. a 20° C.

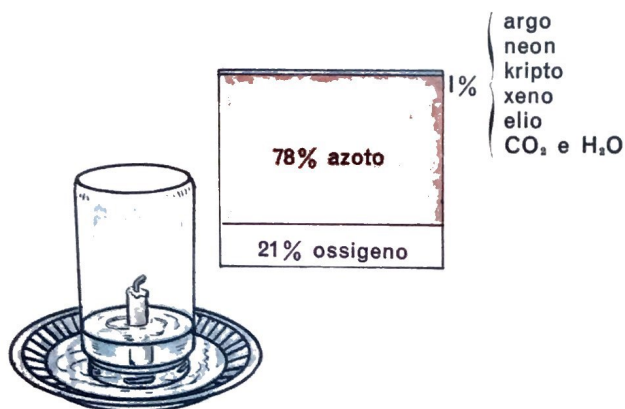
AZOTO

Quando qualcosa brucia nell'aria, solo un quinto dell'aria prende parte alla combustione: si tratta precisamente dell'ossigeno. Il resto della miscela (che non prende parte al processo, eccetto una piccola frazione) è formato principalmente (78% dell'atmosfera) da un gas, l'azoto (N), che è l'elemento piú abbondante sulla Terra allo stato libero.

L'azoto è un gas inerte, "pigro", se volete chiamarlo cosí. Non aiuta la combustione, non brucia se cercate di accenderlo; solo ad alte temperature e sotto grandi pressioni si può far combinare l'azoto con un altro elemento, l'idrogeno, con il quale forma un gas, l'ammoniaca (NH_3), da cui si possono ottenere altri importanti composti. Tuttavia, in natura, esistono piccoli batteri che vivono nelle radici delle leguminose (piselli, ceci, fagioli e cosí via), e che possono prendere l'azoto dall'aria e farlo combinare, trasformandolo nei preziosi nitrati. Questo è molto importante perché tutte le piante hanno bisogno di nitrati per vivere e crescere. Se un terreno non possiede questi sali in quantità sufficiente non è fertile, e l'uomo deve somministrarli sotto forma di concimi, detti appunto fertilizzanti.

Industrialmente l'azoto si ottiene dall'aria, che viene liquefatta con la macchina di Linde: in essa l'aria è sottoposta a forte pressione e portata a bassissima temperatura. Sull'aria liquida si pratica poi la distillazione frazionata: essa permette di separare l'azoto, che bolle a −195°, dall'ossigeno, che bolle a −183°.

L'azoto da solo non dà interessanti reazioni; conoscerete però alcuni suoi composti importanti: l'ammoniaca (NH_3) e i composti che l'azoto forma con l'ossigeno danno luogo a un gas bruno composto dalle sue anidridi (N_2O_3 – N_2O_5).

AZOTO NELL'ATMOSFERA

Ripetete l'esperimento della candela di pag. 48, che dimostrava come l'atmosfera contenesse ossigeno. Il gas residuo è quasi tutto azoto, con piccola percentuale di gas rari e CO_2.

ANIDRIDE NITROSO-NITRICA

In una stanza ventilata scaldate uguali quantità di salnitro e di bisolfato di sodio in una provetta asciutta. In breve tempo si forma un gas bruno: l'anidride nitroso-nitrica. *Non inalate il gas; è molto irritante.*

Moderno impianto di sintesi per la preparazione industriale dell'ammoniaca: colonne di reazione. La sintesi tra i due gas, azoto e idrogeno, ha luogo in condizioni particolari di temperatura e pressione e in presenza di un catalizzatore. L'azoto impiegato si ottiene dalla distillazione frazionata dell'aria liquida; l'idrogeno si ottiene dall'acqua per elettrolisi o lo si ricupera dai gas dei forni a coke.

AMMONIACA

Formula NH_3. Composto. Peso molecolare 17. Gas incolore, di odore penetrante. Densità 0,596. Molto solubile in acqua: 70.000 vol. in 100 vol. a 20° C.

L'ammoniaca a temperatura ordinaria è un gas; si trova nell'atmosfera in piccole quantità, dovute alla putrefazione delle sostanze organiche e ai fenomeni vulcanici.

È incolore ed ha un odore intenso e penetrante, irrita gli organi respiratori ed agisce come tossico per le alterazioni profonde che produce nel sangue.

Nel 1785 il francese Berthollet dimostrò per primo che essa contiene azoto e idrogeno.

Liquefa facilmente e facendola poi evaporare si ha grande assorbimento di calore: perciò venne adoperata nella fabbricazione del ghiaccio e nell'industria del freddo. È assai solubile nell'acqua; la soluzione è fortemente alcalina, per il fatto che unita all'acqua essa dà una base forte: l'idrossido di ammonio.

Dalla distillazione del carbon fossile, nell'industria del gas illuminante e del coke metallurgico, si ottiene ammoniaca nelle acque di lavaggio del gas; ma la maggior parte dell'ammoniaca si prepara per sintesi.

La realizzazione della sintesi dell'ammoniaca, cioè la sua preparazione direttamente dagli elementi che la costituiscono, azoto e idrogeno, ha segnato il raggiungimento di un importante traguardo.

Dall'ammoniaca poi, con un altro processo sintetico, si ottiene l'acido nitrico.

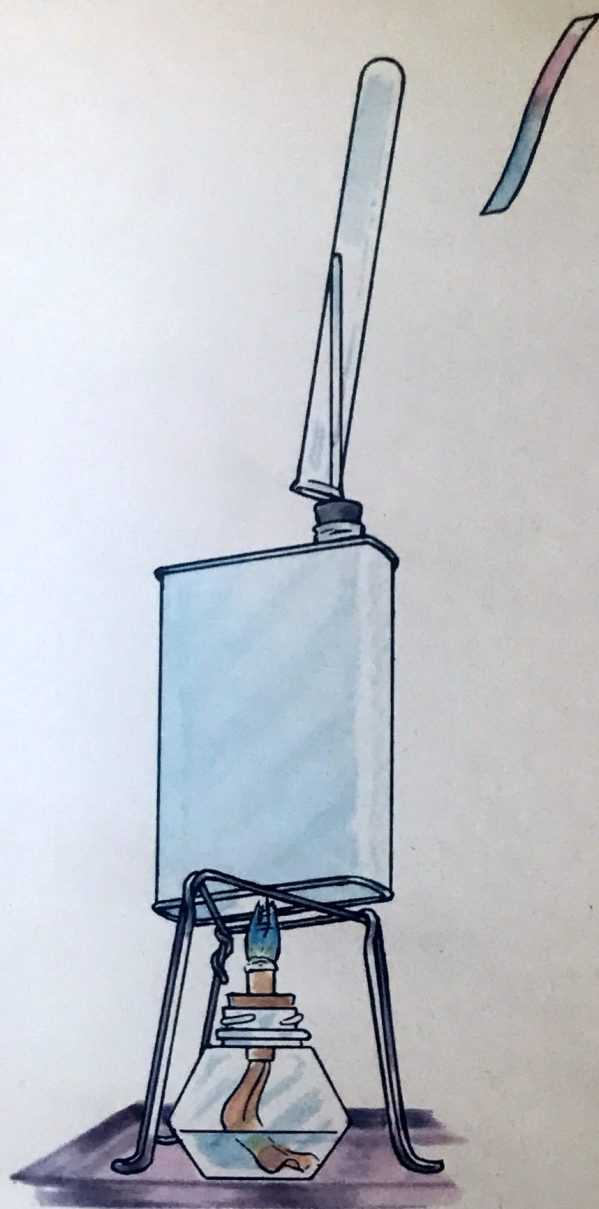
La grande importanza di questi due processi industriali vi apparirà chiara se pensate che i vegetali hanno bisogno, per vivere e per produrre le sostanze organiche, di acqua, di anidride carbonica e di nitrati, sali cioè dell'acido nitrico. Ora, mentre sulla superficie terrestre vi è continuo scambio e rifornimento di anidride carbonica e di acqua, le quantità di sali d'azoto che le piante possono avere a disposizione sono assai limitate. Ma abbondanti sali d'azoto, in misura anche da permettere colture intensive, vengono forniti dai concimi chimici, che si ottengono appunto dall'ammoniaca sintetica.

L'acido nitrico è anche la materia prima per la fabbricazione degli esplosivi e dei coloranti, e viene impiegato pure in molti altri procedimenti chimici. Merita dunque dedicare un po' di attenzione a questo importantissimo processo di sintesi, alla cui realizzazione si dedicarono gli scienziati fin dagli albori del 1800.

Fu però soltanto nei primi anni del novecento che un chimico tedesco, Haber, giunse alla soluzione del problema; nel 1813 sorse ad Oppau la prima fabbrica di ammoniaca sintetica. I due elementi, per combinarsi e dare l'ammoniaca, devono essere sottoposti a forti temperature e pressioni in presenza di un catalizzatore.

Al processo tedesco seguí un processo francese (Claude) e in seguito, in Italia, quello dovuto all'ingegnere Fauser (Società Chimica Montecatini), che consiste nel portare la miscela dei due gas, azoto e idrogeno, presi nel rapporto volumetrico di 1 a 3, a 200 atmosfere e alla temperatura di circa 600 °C, in presenza di catalizzatori, e cioè ferro poroso attivato da altri metalli (come molibdeno e alluminio).

Per il processo catalittico si ottiene l'azoto dalla distillazione frazionata dell'aria liquida, e l'idrogeno lo si prepara elettroliticamente dall'acqua o lo si ricupera dai gas dei forni a coke.

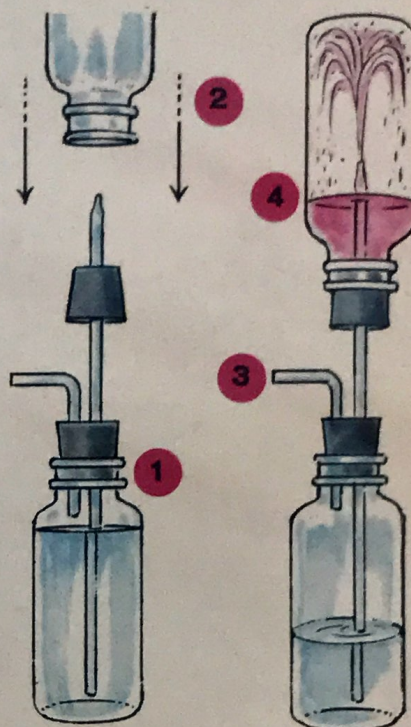
PRODUZIONE DELL'AMMONIACA

Il modo piú semplice per voi di ottenere l'ammoniaca gassosa è quello di ricavarla dalla soluzione che si trova in commercio. Riempite una latta di l 1 di ammoniaca commerciale e inserite un tappo portante una cannuccia di vetro. Capovolgete una provetta sulla cannuccia. Scaldate il recipiente a fiamma moderata. La provetta si riempie di ammoniaca; una cartina di tornasole rossa, tenuta alla bocca, diventa blu. L'ammoniaca è molto solubile: se allontanate la provetta piena di gas dalla latta, tenendola all'ingiù e otturandola col pollice, e se la immergete poi in una bacinella d'acqua, vedrete che l'acqua stessa si alza e riempie la provetta. La straordinaria solubilità dell'ammoniaca può essere provata con una divertente esperienza: la « fontana di ammoniaca ».

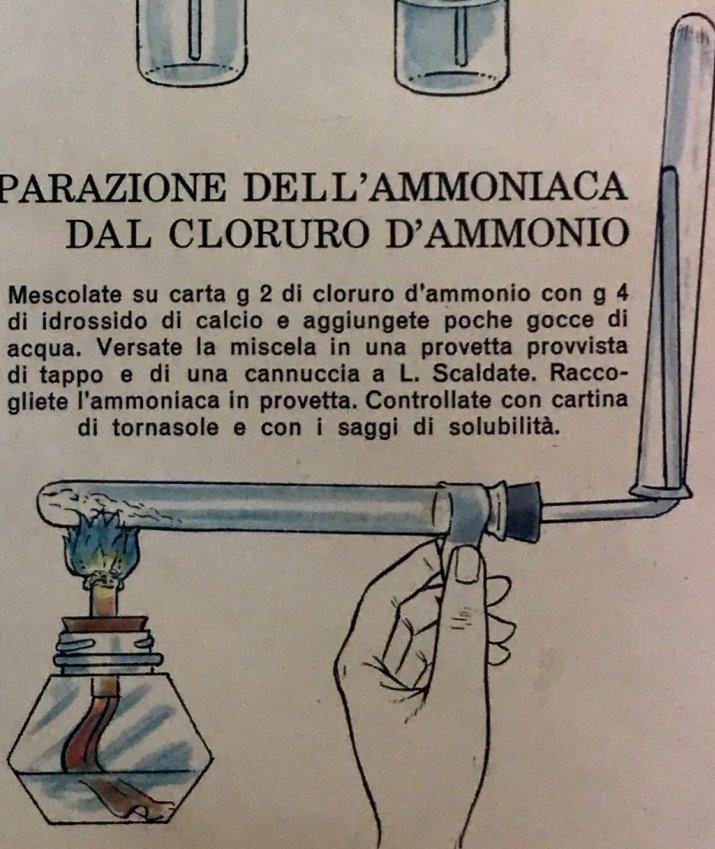
FONTANA DI AMMONIACA

1 - Preparate l'apparecchio come nell'illustrazione. Riempitelo d'acqua, e aggiungete 5 gocce di fenolftaleina.

2 - In una bottiglia asciutta introducete ammoniaca gassosa e, tenendo la bottiglia verso il basso, fissatela al tappo già inserito nell'apparecchio.

3 - Soffiate nella cannuccia a L per spingere un po' d'acqua nella bottiglia sovrapposta.

4 - Improvvisamente l'acqua balza dalla bottiglia inferiore alla superiore formando una fontana rosa, poiché l'ammoniaca reagisce con la fenolftaleina.

PREPARAZIONE DELL'AMMONIACA DAL CLORURO D'AMMONIO

Mescolate su carta g 2 di cloruro d'ammonio con g 4 di idrossido di calcio e aggiungete poche gocce di acqua. Versate la miscela in una provetta provvista di tappo e di una cannuccia a L. Scaldate. Raccogliete l'ammoniaca in provetta. Controllate con cartina di tornasole e con i saggi di solubilità.

CLORO

Simbolo Cl. Elemento 17. Gas verde-giallastro, asfissiante. Si combina attivamente con molti elementi. Densità 2,5. Solubilità in acqua: 226 vol. in 100 vol. a 20° C.

Il cloro si trova in natura combinato con vari metalli a formare i cloruri; abbondantissimo è il cloruro di sodio, dal quale lo si ricava per elettrolisi.

Il cloro è un gas molto importante. Per la sua proprietà di disinfettante è impiegato per rendere potabile l'acqua perché, pur se usato in piccolissima quantità, ne uccide i germi e la rende sterile. È anche un candeggiante e un decolorante, ed è usato perciò nella lavorazione delle fibre tessili vegetali e della carta.

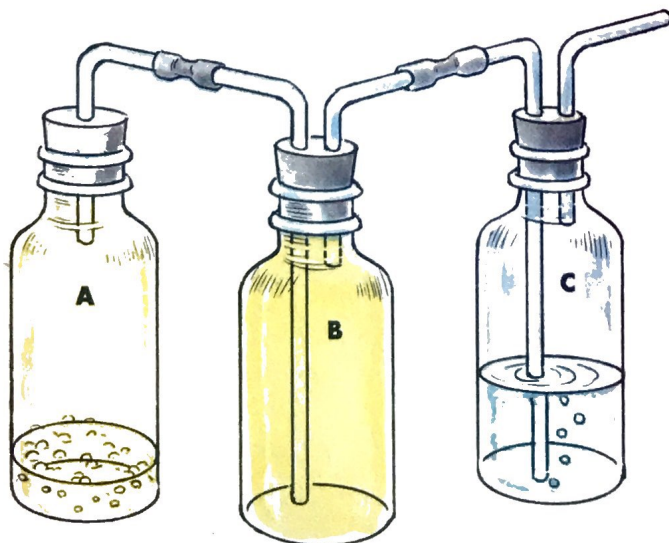
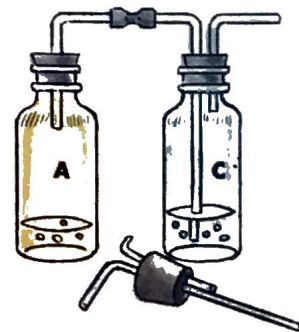
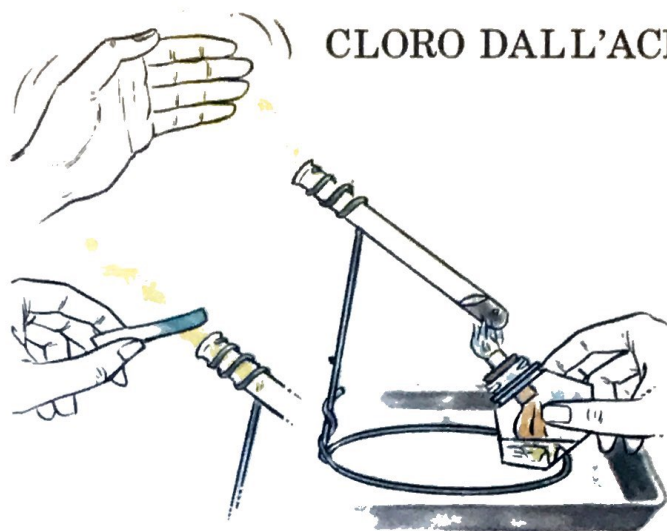
È dunque un gas amico, quando è usato correttamente. Ma è pericoloso quando è usato impropriamente, perché colpisce i polmoni; come aggressivo chimico fu impiegato nella prima Guerra Mondiale.

Il cloro è un gas giallo-verdastro; lo potete produrre estraendolo da uno dei suoi composti: per esempio, dall'acido cloridrico (HCl), che è composto di idrogeno (H) e cloro (Cl), o da un comune candeggiante da bucato.

L'acido cloridrico è il piú importante dei composti del cloro. Lo si trova libero nelle emanazioni vulcaniche ed è un costituente del succo gastrico; è molto solubile nell'acqua e in commercio si trova appunto in soluzione, col nome di acido muriatico.

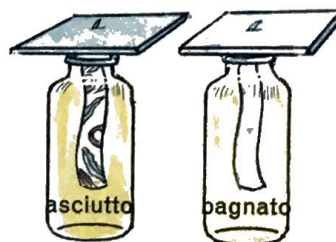
È un acido forte. Reagisce con moltissimi metalli a freddo e con altri a caldo, dando i cloruri.

PREPARAZIONE DEL CLORO

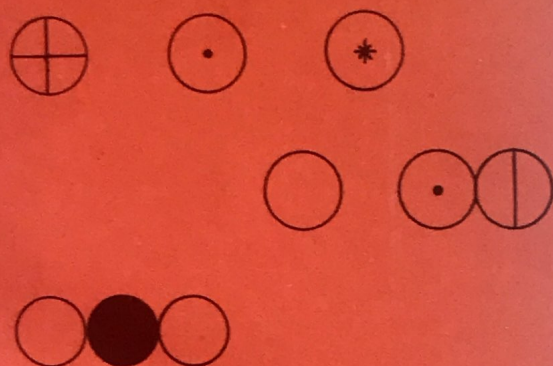
NOTA: ogni volta che staccate la bottiglia B (che raccoglie il gas) dovete unire le bottiglie A e C per evitare che il cloro si diffonda nella stanza.

Allestite l'apparecchio illustrato qui sopra. Versate nella bottiglia A pochi cc di candeggiante e nella bottiglia C 1/2 cucchiaino di soda caustica sciolta in acqua. Versate nella bottiglia A 1/2 cucchiaino di bisolfato di sodio. Rimettete a posto il tappo. Il gas cloro si svolge e riempie la bottiglia B. L'acqua e la soda caustica nella bottiglia C assorbiranno l'eccesso di gas. Si può aggiungere ancora bisolfato di sodio.

CLORO DALL'ACIDO CLORIDRICO

Mettete in una provetta g 0,5 (1/8 di cucchiaino) di biossido di manganese. Aggiungete cc 3 (1/8 della provetta) di acido cloridrico concentrato. Riscaldate un poco. Allontanate i vapori uscenti per annusarli, ma con attenzione. Saggiate il gas tenendo una cartina amidojodurata preventivamente inumidita sulla bocca della provetta; la cartina diventerà blu.

ESPERIMENTI CON IL CLORO

Per dimostrare la solubilità del cloro versate in una bottiglia piena di cloro una piccola quantità di acqua. Chiudete e agitate. Il cloro si scioglierà e la bottiglia aderirà alla mano per il vuoto creatosi.

Per provare la proprietà di candeggiante di questo gas, riempite una bottiglia di cloro e appendetevi, per mezzo di un turacciolo e di un pezzo di cartone, prima una striscia di stoffa di cotone asciutta, poi la stoffa inumidita. Nel primo caso il colore non si altera, nel secondo il colore impallidisce.

Il cloro reagisce vivacemente con la maggior parte degli altri elementi. È particolarmente attivo con l'idrogeno e con molti suoi composti. Introducete una candela accesa in una bottiglia di gas cloro. Si formerà un denso fumo di carbonio perché il cloro si combina con l'idrogeno della candela liberando il carbonio sotto forma di fuliggine. Il cloro si combina con molti metalli. Il ferro brucia nel cloro gassoso! Fissate un piccolo batuffolo di lana d'acciaio ad un pezzo di fil di ferro. Scaldatelo con un fiammifero e infilatelo in una bottiglia piena di cloro. Un denso fumo scuro uscirà dalla bottiglia.

Gli alchimisti usavano strane figure per rappresentare le sostanze chimiche.

John Dalton propose di indicare i diversi elementi con particolari circoli.

S
sulfur

Fe
ferrum

Na
natrium

C
carbo

Au
aurum

H
hydrogenium

Jons Jakob Berzelius ideò il sistema moderno indicando gli elementi con i loro nomi abbreviati.

STENOGRAFIA

È semplice e logico usare le abbreviazioni dei nomi dei diversi elementi piuttosto che i nomi interi. Eppure ci vollero centinaia di anni prima che i chimici si accordassero circa il modo di scrivere le formule.

Gli alchimisti furono forse i primi che presero nota dei loro esperimenti; come avrebbero potuto altrimenti ritornare sui loro passi nel caso si fossero imbattuti effettivamente nell'oro che cercavano?

Inventarono perciò un'intera serie di simboli complicati.

Man mano che i chimici procedevano nella esplorazione dei misteri della materia, divenne sempre piú importante mettere per iscritto i risultati delle esperienze fatte.

Il primo ad inventare un sistema pratico fu John Dalton, uno scienziato inglese.

Durante i suoi studi, si era convinto che tutte le reazioni chimiche potevano essere rappresentate segnando sulla carta i vari elementi componenti, ridotti ai minimi termini, cioè alle loro particelle essenziali. Queste particelle le chiamò "atomi"; la piú piccola parte del composto risultante la chiamò "atomo composto" (quello che noi oggi chiamiamo "molecola").

Per spiegare la sua "teoria atomica" Dalton indicò ciascun elemento con un segno particolare inscritto in un cerchio.

Un chimico svizzero, Berzelius, ideò un sistema ancora piú semplice, lo stesso in uso oggi. Indicò ogni elemento con un simbolo, scegliendo quale simbolo la prima lettera del nome latino di ciascun elemento: C per *carbo*, cioè "carbonio," S per *sulfur*, cioè "zolfo," e cosí via. Dove due nomi iniziavano con la stessa lettera, aggiunse una seconda lettera minuscola al simbolo di uno dei due elementi; per esempio, usò Ca per *calcium* ("calcio") per distinguerlo dal carbonio (C).

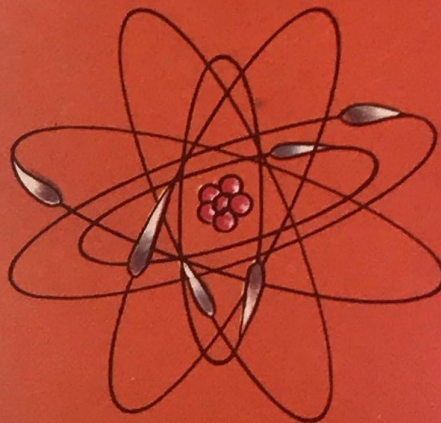
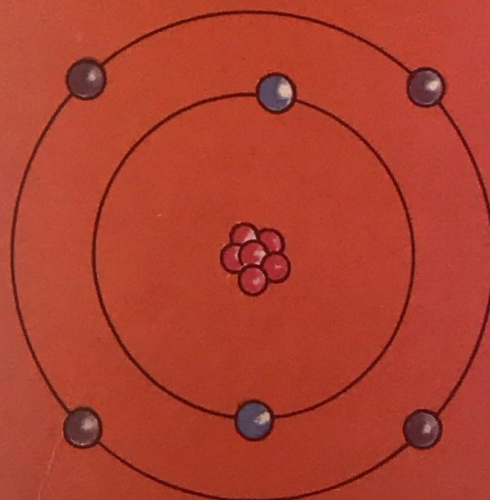
CHIMICA

Berzelius poi, avvalendosi della scoperta di Proust, che aveva stabilito che ogni volta che due o piú elementi si uniscono per formare composti questi hanno sempre una composizione ben definita, e della scoperta di Dalton, che aveva asserito che quando due elementi si combinano in modi diversi lo fanno secondo rapporti semplici, rappresentò con un simbolo non solo gli elementi, ma anche gli atomi, con il peso comparato al peso degli altri atomi: il "peso atomico".

Per indicare i costituenti di un composto, i simboli degli elementi furono semplicemente affiancati a costituire una "formula": CO, HCl, FeS, e cosí via, ma "CO" non significa solo che un atomo di carbonio e un atomo di ossigeno si combinano per formare una molecola di ossido di carbonio; significa anche che 12 unità in peso di carbonio (12 è il peso atomico del carbonio) si combinano con 16 unità in peso di ossigeno (16 è il peso atomico dell'ossigeno) per formare 28 unità in peso di ossido di carbonio.

Quando un composto contiene piú atomi dello stesso elemento, lo si indica con un piccolo numero, l'"indice", messo a destra del simbolo in basso (es: H_2O, CO_2).

Negli ultimi anni l'idea di Dalton, che l'atomo fosse la piú piccola parte indivisibile di un elemento, è stata superata. Oggi sappiamo che gli atomi sono formati a loro volta da neutroni, protoni ed elettroni, dotati di cariche elettriche. Secondo la teoria atomica attuale, protoni e neutroni formano il nucleo dell'atomo e gli elettroni ruotano attorno al nucleo. Ma anche con la nuova idea atomica, la teoria principale di Dalton è sempre valida per spiegare le reazioni chimiche, e il metodo di Berzelius è ancora la piú semplice "stenografia".

Se lo poteste vedere ingrandito milioni di volte, un atomo vi apparirebbe quale una sfera. Ma non è un solido; sono gli elementi che, muovendosi rapidamente, danno tale impressione.

Se poteste rallentare un atomo di carbonio ingrandito, potreste vedere due dei suoi elettroni ruotare intorno al nucleo descrivendo un'orbita interna e altri quattro descriventi un'orbita esterna.

Se poteste far fermare completamente un atomo di carbonio ingrandito, vi sembrerebbe molto simile al sistema solare: con un «sole» (protoni e neutroni) nel centro e i «pianeti» intorno ad esso (elettroni).

IL SISTEMA PERIODICO DEGLI ELEMENTI

Per più di un millènnio i filosofi ritennero che tutte le sostanze fossero formate di quattro elementi: il fuoco secco e caldo, la terra calda e umida, l'acqua umida e fredda, l'aria fredda e secca.

Dai tempi piú antichi gli uomini hanno cercato di penetrare la composizione della "materia".

I primi filosofi pensarono che la materia fosse formata da quelli che essi chiamavano "elementi". Ma per loro il termine "elemento" rivestiva un significato diverso da quello che noi attribuiamo oggi a questa parola.

Gli antichi filosofi greci ritennero l'intero universo formato di quattro sostanze basilari: fuoco, terra, acqua e aria. Questa spiegazione fu accettata, pressoché senza critiche, per molti secoli.

Gli antichi Romani conoscevano nove delle sostanze che oggi chiamiamo elementi e le chiamavano naturalmente con i loro nomi latini (gli stessi che usiamo oggi per i simboli chimici). Esse sono: *carbo* (carbo-

TAVOLA PERIODICA

	O	I A	II A	III A	IV A	V A	VI A	VII A	
1		H 1 Idrogeno 1.008							
2	He 2 Elio 4.003	Li 3 Litio 6.940	Be 4 Berillio 9.013						
3	Ne 10 Neon 20.183	Na 11 Sodio 22.991	Mg 12 Magnesio 24.32						
4	A 18 Argo 39.944	K 19 Potassio 39.1	Ca 20 Calcio 40.08	Sc 21 Scandio 44.96	Ti 22 Titanio 47.9	V 23 Vanadio 50.95	Cr 24 Cromo 52.01	Mn 25 Manganese 54.94	Fe 26 Ferro 55.85
5	Kr 36 Kripto 83.8	Rb 37 Rubidio 85.48	Sr 38 Stronzio 87.63	Y 39 Ittrio 88.92	Zr 40 Zirconio 91.22	Nb 41 Niobio 92.91	Mo 42 Molibdeno 95.95	Tc 43 Tecnesio 99	Ru 44 Rutenio 101.1
6	Xe 54 Xeno 131.3	Cs 55 Cesio 132.91	Ba 56 Bario 137.36	57-71 Lantanidi	Hf 72 Afnio 178.50	Ta 73 Tantalio 180.95	W 74 Tungsteno 183.86	Re 75 Renio 18 186.22	Os 76 Osmio 190.2
7	Rn 86 Radon 222	Fr 87 Francio 223	Ra 88 Radio 226.05	89-103 Attinidi					

La 57 Lantanio 138.92	Ce 58 Cerio 1 140.13	Pr 59 Praseodimio 140.92	Nd 60 Neodimio 144.27	Pm 61 Prometio 145	Sm 62 Samario 150.35
Ac 89 Attinio 227	Th 90 Torio 232.05	Pa 91 Protattinio 231	U 92 Uranio 238.07	Np 93 Nettunio 237	Pu 94 Plutonio 242

GAS INERTI — METALLI ALCALINI — METALLI ALCALINO-TERROSI

Le righe che vanno da sinistra a destra sono chiamate periodi. Le colonne che corrono dall'alto in basso sono chiamate gruppi. Gli elementi di un gruppo hanno proprietà in comune.

nio, C), *sulfur* (zolfo, S), *aurum* (oro, Au), *argentum* (argento, Ag), *ferrum* (ferro, Fe), *cuprum* (rame, Cu), *stannium* (stagno, Sn), *plumbum* (piombo, Pb), *hydrargyrum* (mercurio, Hg).

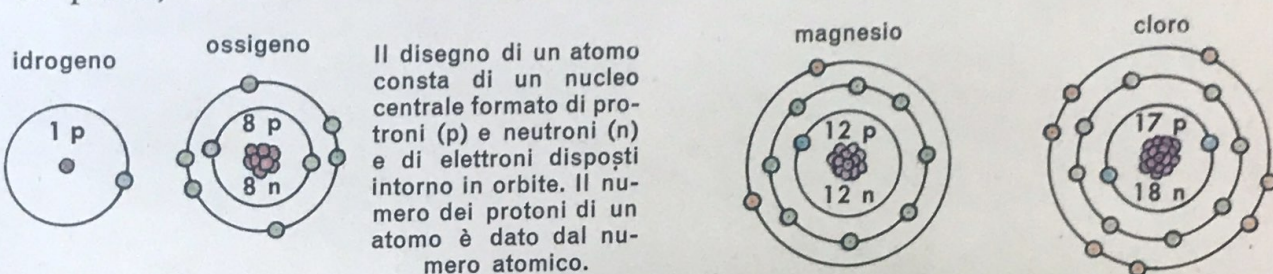
Alla fine del 1800, trentaquattro elementi erano stati scoperti. Negli ultimi dieci anni del secolo XIX altri tredici elementi si aggiunsero; fra essi: *natrium* (sodio, Na), *kalium* (potassio, K) e *aluminium* (alluminio, Al). All'inizio del XX secolo erano conosciuti ottantaquattro elementi.

Oggi ne conosciamo 102; gli ultimi dieci li ha ottenuti l'uomo bombardando gli atomi degli altri elementi.

Per ordinare gli elementi furono proposte varie classificazioni, basate sul peso atomico prima, sul numero atomico poi. Un grande scienziato italiano, Stanislao Canizzaro, nel 1850 aveva trovato il modo di determinare il peso atomico, concludendo brillantemente gli studi sui gas compiuti qualche anno prima da Avogadro.

Lo scienziato russo Dimitrij Mendelèiev ordinando gli elementi secondo il loro peso atomico crescente, si rese conto della ricorrenza di proprietà simili ed espresse la "legge periodica". L'inglese Henry Moseley, dopo la scoperta della radioattività, ordinò gli elementi in accordo con quanto oggi conosciamo della struttura dell'atomo (numero atomico).

In questa tavola troverete i 102 elementi oggi conosciuti, ciascuno indicato con il proprio simbolo, nonché con il numero atomico e il peso atomico.

Il disegno di un atomo consta di un nucleo centrale formato di protoni (p) e neutroni (n) e di elettroni disposti intorno in orbite. Il numero dei protoni di un atomo è dato dal numero atomico.

DEGLI ELEMENTI

VIII	VIII	I B	II B	III B	IV B	V B	VI B	VII B
				B 5 Boro 10.82	C 6 Carbonio 12.011	N 7 Azoto 14.008	O 8 Ossigeno 16	F 9 Fluoro 19
				Al 13 Alluminio 26.98	Si 14 Silicio 28.09	P 15 Fosforo 30.975	S 16 Zolfo 32.066	Cl 17 Cloro 35.457
Co 27 Cobalto 58.94	Ni 28 Nichel 58.71	Cu 29 Rame 63.54	Zn 30 Zinco 65.38	Ga 31 Gallio 69.72	Ge 32 Germanio 72.6	As 33 Arsenico 74.91	Se 34 Selenio 78.96	Br 35 Bromo 79.916
Rh 45 Rodio 102.91	Pd 46 Palladio 106.4	Ag 47 Argento 107.88	Cd 48 Cadmio 112.41	In 49 Indio 114.82	Sn 50 Stagno 118.7	Sb 51 Antimonio 121.76	Te 52 Tellurio 127.61	I 53 Iodio 126.91
Ir 77 Iridio 192.2	Pt 78 Platino 195.09	Au 79 Oro 197	Hg 80 Mercurio 200.61	Tl 81 Tallio 204.39	Pb 82 Piombo 207.21	Bi 83 Bismuto 209	Po 84 Polonio 210	At 85 Astato 210

METALLI PESANTI — METALLOIDI — NON METALLI — TERRE RARE — ELEMENTI INSTABILI

Eu 63 Europio 152	Gd 64 Gadolinio 157.26	Tb 65 Terbio 158.93	Dy 66 Disprosio 162.51	Ho 67 Olmio 164.94	Er 68 Erbio 167.27	Tm 69 Tulio 168.94	Yb 70 Itterbio 173.04	Lu 71 Lutezio 174.99
Am 95 Americio 243	Cm 96 Curio 247	Bk 97 Berkelio 249	Cf 98 Californio 249	E 99 Einsteinio 254	Fm 100 Fermio 255	Mv 101 Mendelevio 256	No 102 Nobelio 251	? 103

LE SOLUZIONI

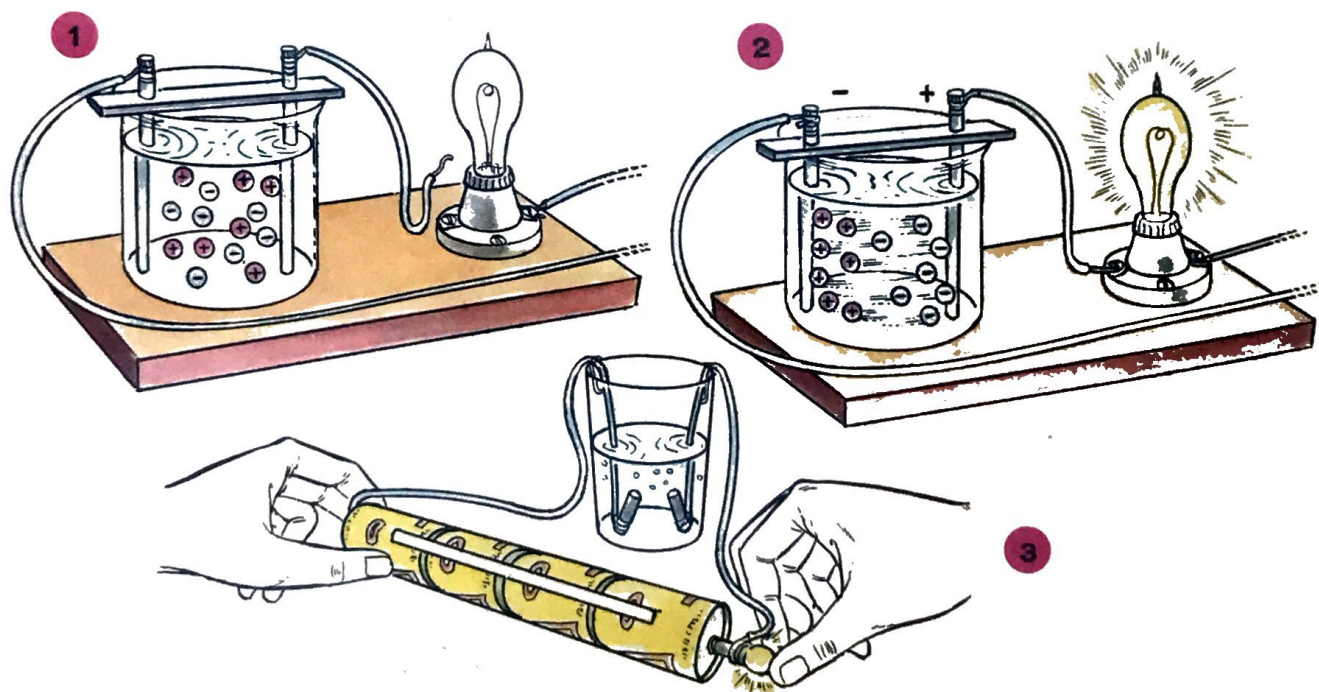
I primi scienziati lavoravano con soluzioni. Il liquido che usavano per fare una soluzione, lo chiamarono "solvente"; la sostanza chimica disciolta "soluto".

Quando i chimici cominciarono a servirsi dell'elettricità, scoprirono che le diverse soluzioni si comportavano in diverso modo. Le soluzioni acquose di un gran numero di sostanze chimiche non lasciavano passare l'elettricità; erano cioè "cattivi conduttori". Altre invece conducevano l'elettricità molto facilmente; erano "buoni conduttori", ovvero "elettroliti".

Nel 1874 un giovanissimo scienziato svedese, Svante Arrhenius, ideò una teoria che spiegava il comportamento delle soluzioni. Secondo tale teoria, quando una sostanza chimica che conduce l'elettricità è sciolta nell'acqua, ciascuna molecola si dissocia in atomi o gruppi di atomi carichi di elettricità. Questi atomi o gruppi di atomi Arrhenius li chiamò "ioni", dal verbo greco che significa "vagare". Era cosí stabilita la "teoria di ionizzazione di Arrhenius".

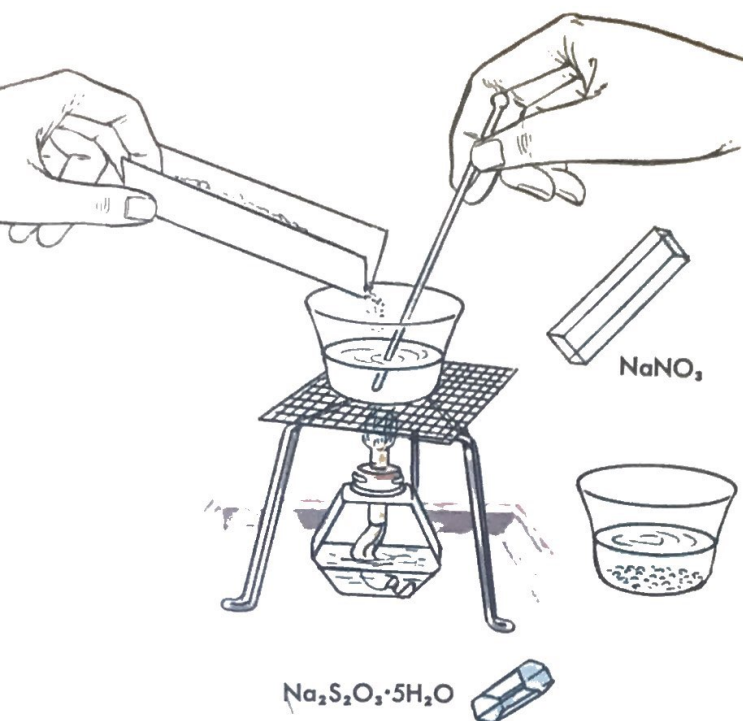
Quando, ad esempio, il sale da cucina (cloruro di sodio, NaCl) viene disciolto nell'acqua, essa si ionizza in ioni sodio carichi positivamente (Na+) e ioni cloro carichi negativamente (Cl—). Tali ioni vagano finché alla soluzione è applicata una corrente elettrica: allora gli ioni negativi si dirigono al polo positivo e gli ioni positivi al polo negativo. Sono cioè gli ioni che conducono la corrente attraverso la soluzione.

La ragione per cui i composti non-conduttori non conducono l'elettricità è che essi non si dissociano in ioni. La teoria di ionizzazione di Arrhenius aiuta a spiegare un gran numero di fenomeni che avevano resi perplessi i chimici e, pur se è stata leggermente modificata negli anni seguenti, essa è sostanzialmente valida ancor oggi.

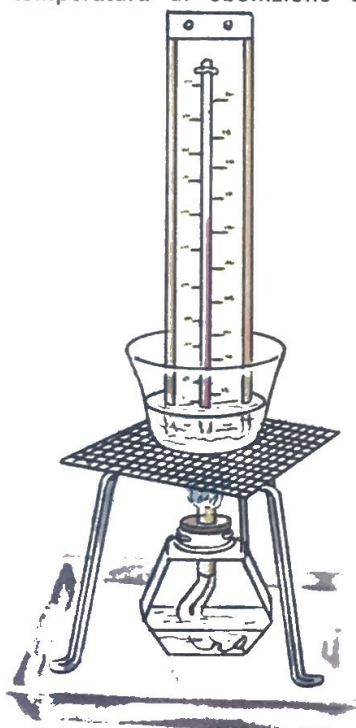
PROVA PER LA CONDUTTIVITÀ DELLE SOLUZIONI

Arrhenius dimostrò che le soluzioni conducono l'elettricità, usando nei suoi primi esperimenti un generatore di corrente elementare (1 e 2). Voi montate l'apparecchio n 3 e inserite una lampadina da lampada portatile alla fine di un filo. Mettete nel bicchiere soluzioni diverse. Noterete anche voi che alcune conducono l'elettricità, altre no. Potrete appurarlo osservando la lampadina che si accenderà oppure no.

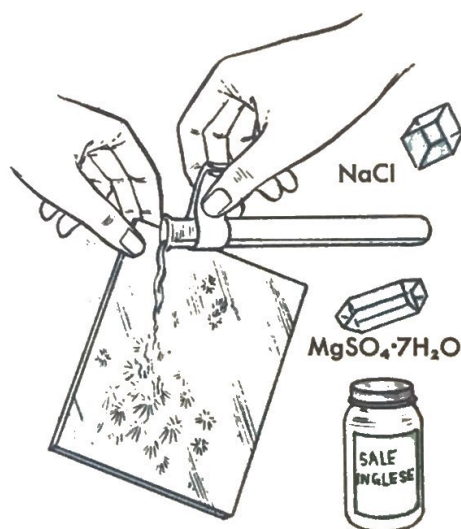
NaNO$_3$

Na$_2$S$_2$O$_3$·5H$_2$O

SOLUZIONI SATURE

Una soluzione satura è quella in cui a una certa temperatura e pressione, si trova disciolta la massima quantità possibile di una sostanza. Versate cc 20 di acqua a temperatura ambiente in una tazza pyrex. Aggiungete g 6 di salnitro (nitrato di potassio) e agitate. Tutto il salnitro si scioglierà. Aggiungete altri g 2 di salnitro. Ben poco del salnitro aggiunto si scioglierà; infatti a 20° g 6,3 di salnitro formano una soluzione satura in cc 20 di acqua. Mettete la tazza pyrex sul bruciatore ad alcool e aggiungete altri g 10 di salnitro. Subito tutto il salnitro si scioglierà. Infatti aumentando la temperatura, aumenta la solubilità del sale. (All'ebollizione cc 20 di acqua sciolgono g 49 di salnitro). Togliete la soluzione dal fuoco. Man mano che la soluzione soprasatura si raffredda, parte del salnitro si cristallizza lentamente. Il liquido residuo è una soluzione satura.

COMPORTAMENTO

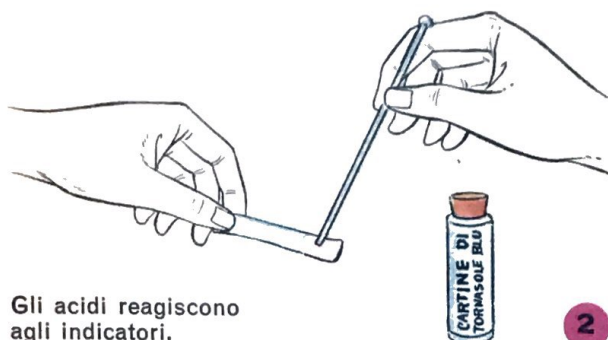
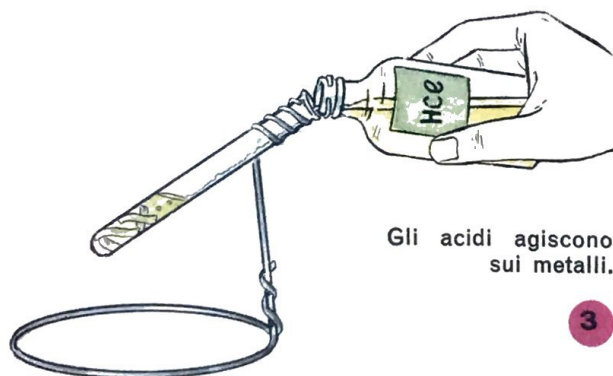
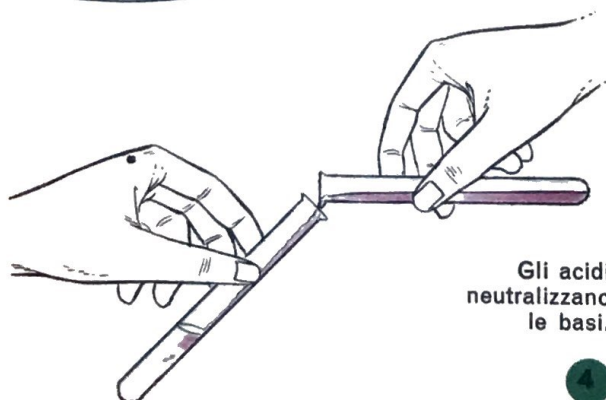
Con un termometro determinare a che temperatura bolle l'acqua. Aggiungere una presa di sale. Controllate la temperatura di ebollizione e noterete che è più alta della temperatura di ebollizione del solvente.

CRISTALLIZZAZIONE

Potete eseguire la cristallizzazione del MgSO$_4$. In una provetta scaldate una miscela di cc 5 di acqua e un cucchiaino di sale inglese finché il sale si sciolga. Versate la soluzione calda sopra un vetro pulito accuratamente. Raffreddando si formerà una fitta rete di cristalli aghiformi.

Molte sostanze chimiche cristallizzano in forme geometriche regolari.

PREPARAZIONE DI SOLUZIONI

Preparate un recipiente graduato da ml 50; misurate cc 50 di acqua in un barattolo stretto, usando la provetta graduata a cc 10 mostrata a pag. 15. Fate un segno al livello di cc 50. Soluzione 10% (10 per cento): misurate cc 40 di acqua in una tazza pyrex. Aggiungete g 5 di una sostanza chimica. Agitate. (Per scioglierla più in fretta scaldate un po' l'acqua). Versate la soluzione nel recipiente graduato da cc 50. Aggiungete acqua fino al segno di cc 50. Soluzione al 2%: misurate cc 40 di acqua in una tazza pyrex. Aggiungete g 1 di sostanza chimica. Ora versate nel cilindro graduato a cc 50. Portate a livello sino a cc 50.

COME SI RICONOSCE UN ACIDO

Gli acidi hanno un sapore acido. **1**

Gli acidi reagiscono agli indicatori. **2**

Gli acidi agiscono sui metalli. **3**

Gli acidi neutralizzano le basi. **4**

GLI ACIDI

Gli acidi hanno molti caratteri in comune: contengono idrogeno (che può essere sostituito da un metallo), neutralizzano le basi, hanno sapore acido, alterano il colore di alcune sostanze vegetali chiamate "indicatori".

Ma che cos'è un acido? Con la moderna conoscenza dell'atomo, la miglior definizione che si possa dare degli acidi è: «composti che in soluzione liberano protoni». Un acido infatti ionizzandosi libera ioni ($H+$), ma uno ione idrogeno è appunto un protone, perché deriva da un atomo d'idrogeno che ha perso il suo elettrone periferico. Gli acidi piú usati nell'industria sono l'acido solforico (H_2SO_4), l'acido nitrico (HNO_3) e l'acido cloridrico (HCl).

L'acido solforico e l'acido nitrico non dovrebbero essere MAI usati nel vostro laboratorio. Sono PERICOLOSI: rovinano la pelle e possono accecarvi se penetrano negli occhi. Quando un esperimento chimico richiederà acido solforico, userete solfato acido di sodio (bisolfato di sodio); dovunque si richiederà l'uso di acido nitrico, lo produrrete trattando un nitrato (KNO_3) con bisolfato di sodio.

Quando userete l'acido cloridrico in un esperimento USATELO CON LA PIÙ GRANDE ATTENZIONE. Se ve ne verserete qualche goccia, diluitelo rapidamente con molta acqua, o neutralizzatelo con un po' di bicarbonato di sodio.

Aggiungete cc 5 di acido cloridrico a cc 15 di acqua. Lasciate cadere 5 gocce della miscela in un bicchiere colmo d'acqua. Immergete un dito in questo acido divenuto ora molto diluito e assaggiatene una goccia. Mettete una goccia d'acido cloridrico diluito su una cartina di tornasole blu. Il tornasole diventa rosso. Introducete trucioli di zinco in una provetta. Versate su di essi qualche cc di acido cloridrico. Lo zinco si discioglie liberando l'idrogeno dell'acido. Colorate cc 2 di soda caustica con una goccia di soluzione di fenolftaleina. Trattatela poi con cc 5 di acido cloridrico. Il color rosa scompare.

LE BASI

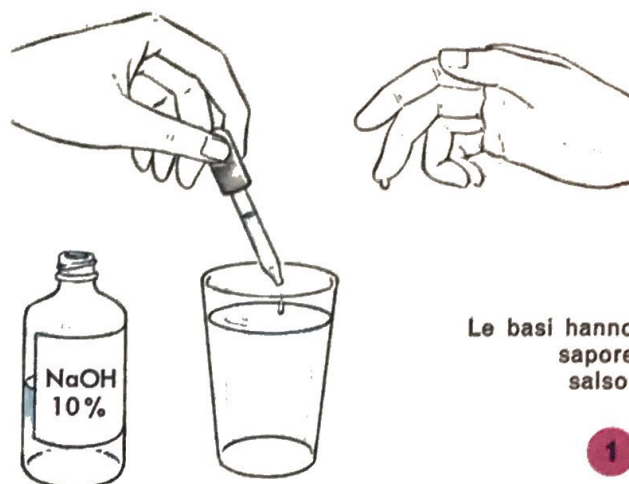
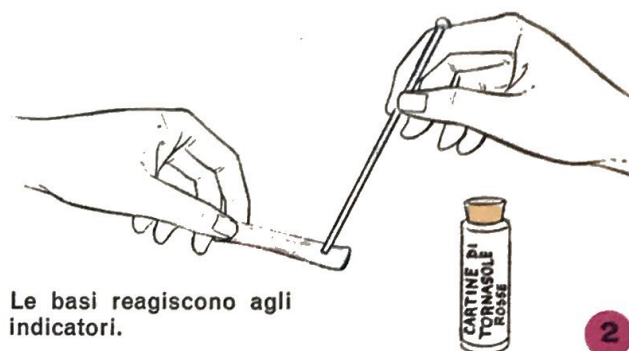
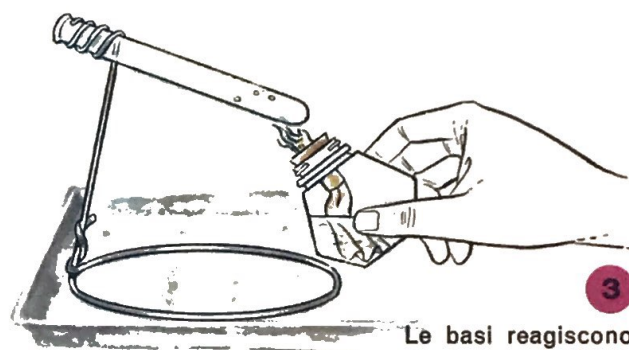
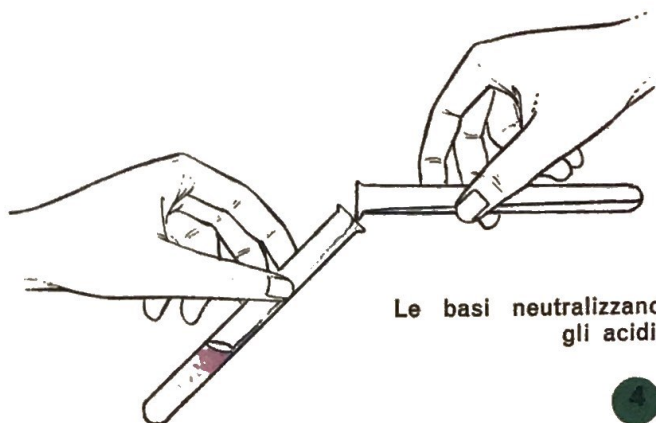
Le basi contengono un radicale, formato da idrogeno e ossigeno, chiamato "ossidrile" (OH). Esse neutralizzano gli acidi, alterano il colore degli "indicatori", hanno sapore salato. Ecco alcune altre caratteristiche delle basi: disciolte in acqua, liberano ossidrilioni con cariche negative (OH—); vengono neutralizzate quando gli ioni ossidrile si combinano coi protoni di un'altra sostanza; sono composti "accettatori di protoni". Le basi piú importanti sono l'idrossido di sodio ("soda caustica", NaOH), l'idrossido d'ammonio ("ammoniaca", NH_4OH) e l'idrossido di calcio ("calce spenta", $Ca(OH)_2$).

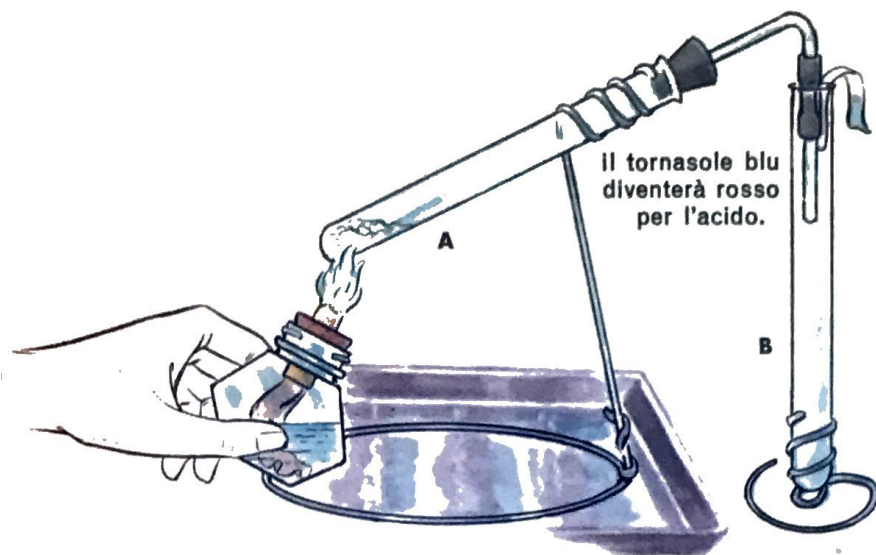
La piú forte di queste – l'idrossido di sodio – dovete usarla con ATTENZIONE nei vostri esperimenti: non toccate le scaglie di soda caustica e non mettete la soluzione sulla pelle, perché scioglie gli oli naturali; è poi particolarmente pericoloso uno schizzo di soda caustica negli occhi. Se verserete qualche goccia di soda caustica, diluitela rapidamente con MOLTA ACQUA, o neutralizzatela con aceto.

L'ammoniaca è un gas, ma in commercio la si trova in soluzione acquosa ed è comunemente usata in famiglia come smacchiatore. Anche l'ammoniaca deve essere maneggiata con attenzione. Ha un odore molto forte, irritante; dovete evitare con cura di respirarla.

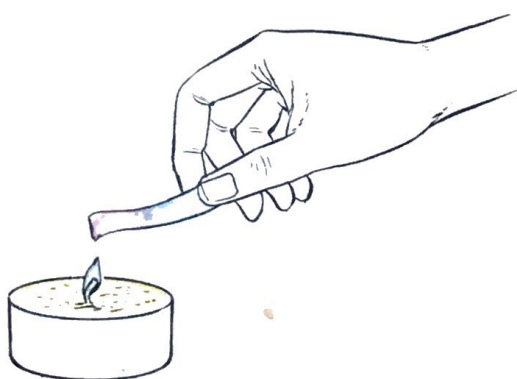
L'idrossido di calcio è polvere bianca.

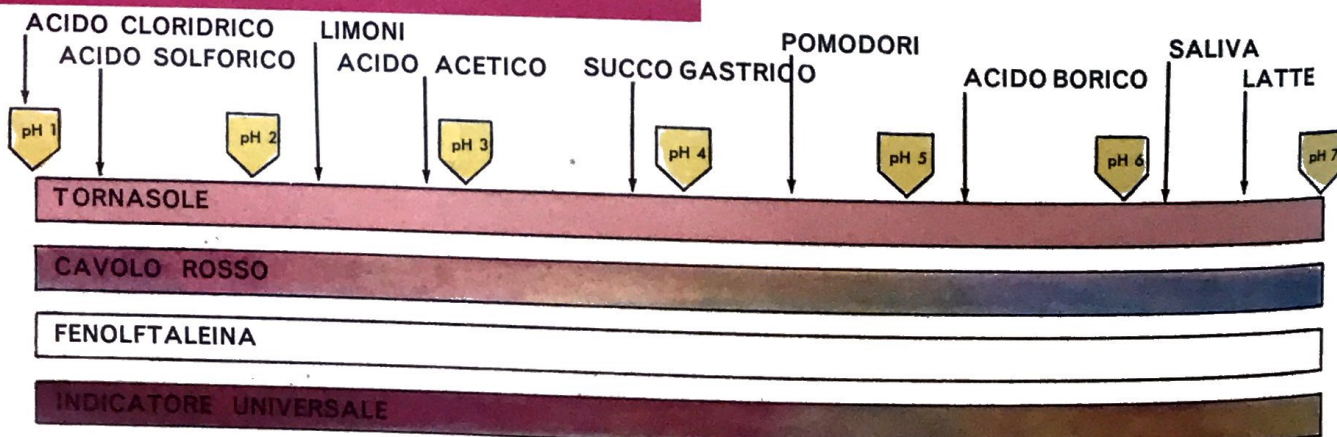
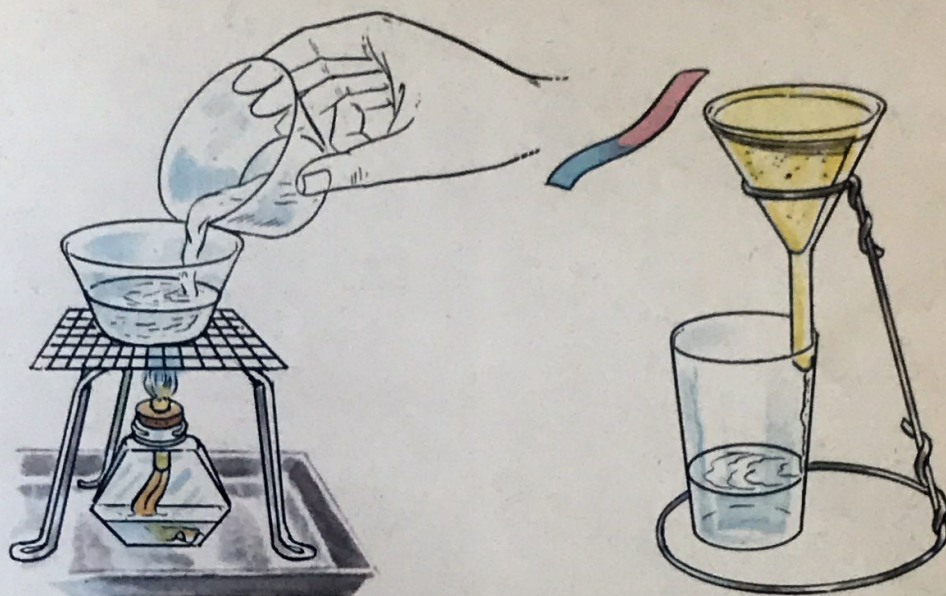
Sciogliete g 5 di soda caustica in cc 50 di acqua. Lasciate cadere 5 gocce della soluzione in un bicchiere pieno d'acqua. Immergete un dito in questa base molto diluita e assaggiatene una goccia. Mettete una goccia di soluzione di soda caustica su una cartina rossa di tornasole. La cartina diventerà blu. Introducete un pezzettino di grasso in una soluzione di cc 5 di soda caustica, quindi scaldate leggermente. Il grasso si scioglierà lentamente e si formerà sapone. A cc 2 di acido cloridrico diluito aggiungete una goccia di soluzione di fenolftaleina. Versate cc 5 di soluzione di soda caustica: si colorerà in rosa.

COME SI RICONOSCE UNA BASE

Le basi hanno sapore salso.

Le basi reagiscono agli indicatori.

Le basi reagiscono con i grassi.

Le basi neutralizzano gli acidi.

UN ACIDO DA UN SALE

Preparate l'apparecchio come indicato. Nella provetta A mettete una miscela di 1/4 di cucchiaino di sale comune e 1/2 cucchiaino di bisolfato di sodio. Riscaldate la miscela.

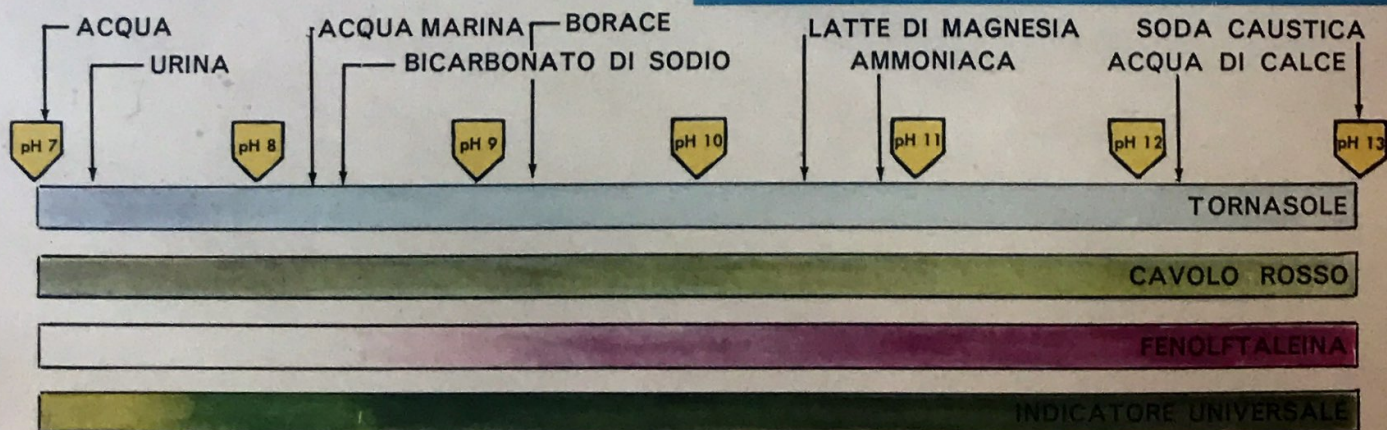
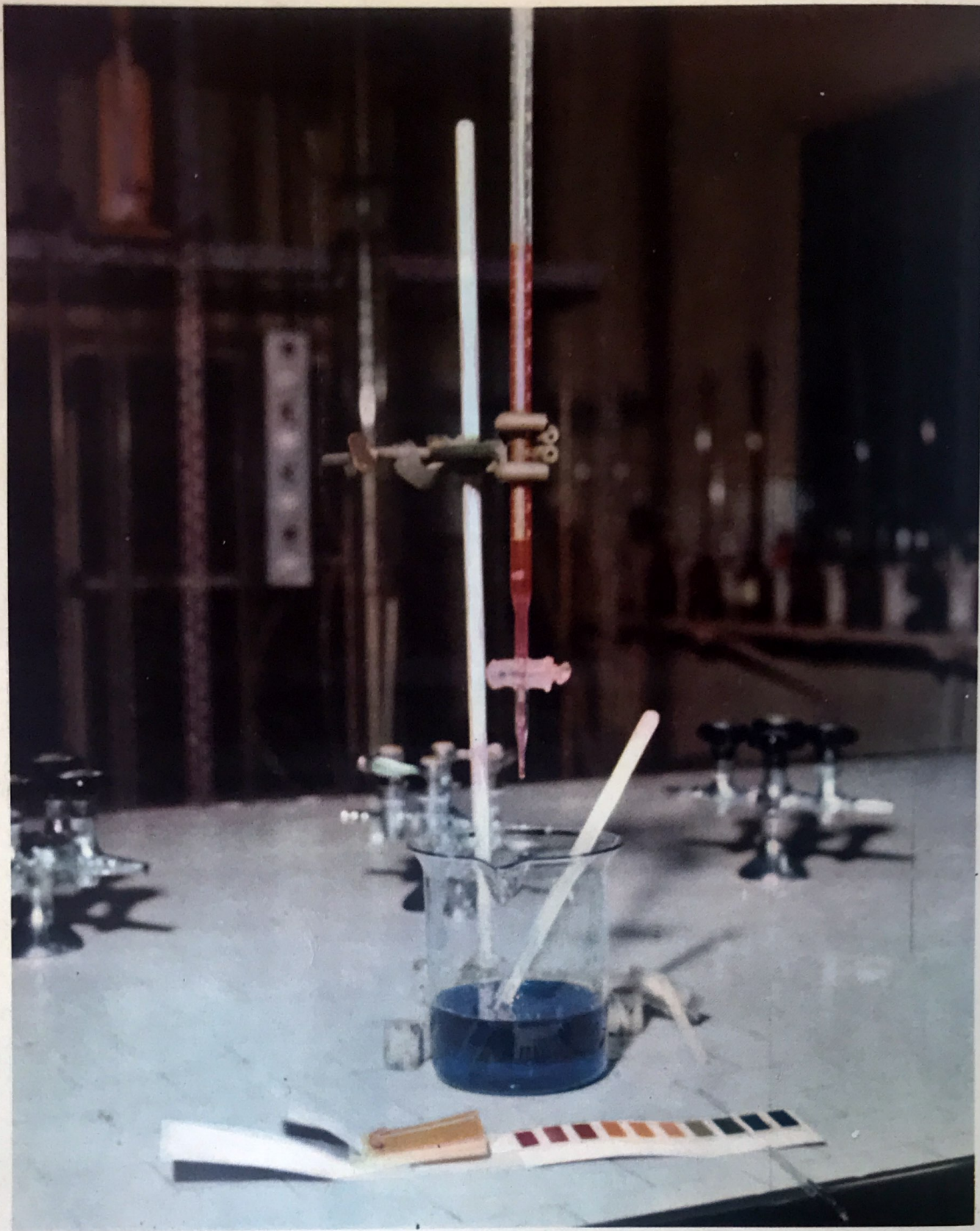
L'acido cloridrico prodotto renderà rossa una cartina al tornasole precedentemente inumidita. Aggiungete cc 2 di acqua alla provetta B e agitate energicamente. Otterrete soluzione diluita di acido cloridrico.

ANIDRIDE + ACQUA = ACIDO

Accendete una candela di zolfo (oppure un mucchietto di fiori di zolfo) su una base di stagno. Tenete sopra la fiamma una cartina di tornasole blu inumidita con acqua. L'anidride solforosa che si svolgerà farà diventare rossa la cartina.

Il pH indica l'acidità o l'alcalinità di una soluzione. Una soluzione è acida se il pH è inferiore a 7; a pH minore corrispondono acidità maggiori. Se il pH è superiore a 7 le soluzioni sono alcaline; tanto piú alcaline quanto maggiore è il pH.

UNA BASE DA UN SALE

In una tazza pyrex sciogliete un cucchiaino di soda Solvay (carbonato di sodio) in cc 50 di acqua. Scaldate leggermente e aggiungete alla miscela che avete cosí ottenuto una piccola quantità di calce spenta con acqua, quindi agitate fortemente. La reazione chimica produce idrossido di sodio e carbonato di calcio. Filtrate. Il filtrato contiene idrossido di sodio mentre il carbonato di calcio rimane sul filtro.

OSSIDO + ACQUA = IDROSSIDO (BASE)

Introducete un pezzettino di calce viva (ossido di calcio) in una tazza Pyrex, quindi aggiungete tanta acqua tiepida quanta la calce ne assorbirà. La calce si riscalderà (reazione esotermica) emettendo vapori e si sbriciolerà: è la calce spenta (idrossido di calcio).

Le soluzioni neutre hanno pH = 7. L'acqua distillata ha pH 7. Conoscendo a quale pH gli indicatori cambiano colore, è possibile determinare con buona approssimazione l'acidità o l'alcalinità delle soluzioni in esame. (Osservare l'illustrazione sottostante).

Nella foto potete osservare una neutralizzazione effettuata in laboratorio. Questa reazione verrà particolareggiatamente descritta e spiegata nelle pagine seguenti.

I SALI

I sali sono composti che derivano dagli acidi, per sostituzione parziale o totale dell'idrogeno con uno o piú metalli.

Cosí, trattando zinco con acido solforico, il metallo prenderà il posto dell'idrogeno e ne risulterà il solfato di zinco, un sale che non ha piú carattere acido perché non contiene idrogeno:

$$Zn + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + H_2$$

Ed anche un ossido, trattato con un acido, può dare come risultato un sale, mentre il suo ossigeno, unendosi all'idrogeno dell'acido, forma acqua:

$$ZnO + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + H_2O$$

Cosa accade quando trattate un acido con una base o una base con un acido? Gli atomi di idrogeno (H ioni) dell'acido si combinano coi radicali ossidrili (OH ioni) della base per formare acqua, e gli atomi del metallo della base si combinano con il radicale dell'acido per formare un sale. O semplicemente:

BASE + ACIDO → ACQUA + SALE

Questo, per esempio, è ciò che accade quando trattate l'idrossido di sodio con l'acido cloridrico:

$$NaOH + HCl \rightarrow H_2O + NaCl$$

Risultano acqua e cloruro di sodio (il cloruro di sodio è il comune sale da cucina).

Tra i sali usati nell'industria, il sale da cucina (NaCl) e la soda Solvay (Na_2CO_3) hanno grande importanza, perché da essi si ottengono numerosi altri prodotti chimici. Ma molti altri sali sono necessari per il nostro benessere quotidiano.

I metalli non si trovano quasi mai allo stato libero in natura; essi fanno parte della crosta terrestre allo stato di composti (ossidi e sali).

Nei vostri esperimenti userete due serie di sali: sali neutri (come NaCl, Na_2CO_3, KI) che non contengono idrogeno libero o ossidrili, e sali acidi (come $NaHSO_4$, $NaHCO_3$) che contengono idrogeno sostituibile.

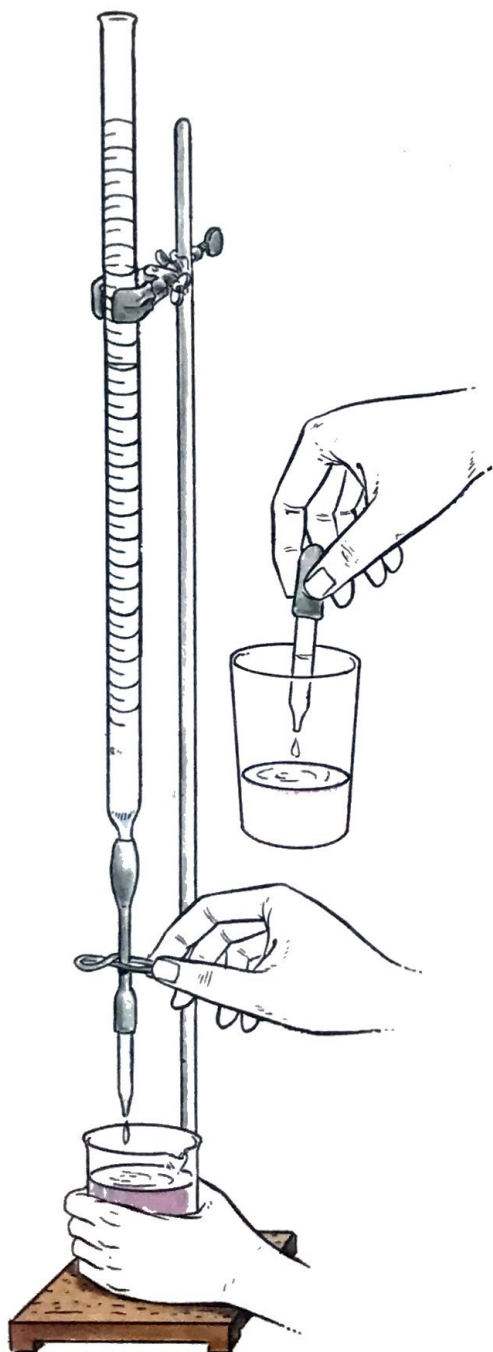
Alcuni di questi sali si sciolgono facilmente nell'acqua: tutti i nitrati (sali dell'acido nitrico) e la maggior parte dei cloruri (sali dell'acido cloridrico). Molti altri sali, invece, sono insolubili: la maggior parte dei carbonati (sali dell'acido carbonico) e la maggior parte dei solfati (sali dell'acido solforico).

I NOMI DEI SALI

GLI ACIDI	FORMULA E NOME DELL'ACIDO		FORMULA E NOME DEL SALE	
Acido solforico	H_2SO_4	Solfato d'idrogeno	Na_2SO_4	Solfato di sodio
Acido nitrico	HNO_3	Nitrato d'idrogeno	$NaNO_3$	Nitrato di sodio
Acido carbonico	H_2CO_3	Carbonato d'idrogeno	Na_2CO_3	Carbonato di sodio
Acido acetico	CH_3COOH	Acetato d'idrogeno	CH_3COONa	Acetato di sodio
Acido cloridrico	HCl	Cloruro d'idrogeno	NaCl	Cloruro di sodio
Acido solfidrico	H_2S	Solfuro d'idrogeno	Na_2S	Solfuro di sodio
Acido solforoso	H_2SO_3	Solfito d'idrogeno	Na_2SO_3	Solfito di sodio
Acido nitroso	HNO_2	Nitrito d'idrogeno	$NaNO_2$	Nitrito di sodio
Acido cloroso	$HClO_2$	Clorito d'idrogeno	$NaClO_2$	Clorito di sodio

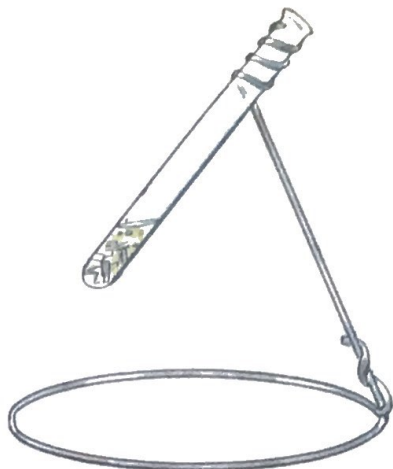
Gli ACIDI in	-ICO	-OSO	-IDRICO
danno SALI in	-ATO	-ITO	-URO

NEUTRALIZZAZIONE

Nella chimica analitica quantitativa si pratica la neutralizzazione per determinare la concentrazione di una base o di un acido. La soluzione basica si tratta con tanto acido di concentrazione nota, in presenza di un indicatore, sino ad ottenere il cambiamento di colore (viraggio). Nello stesso modo si procede per identificare la concentrazione di un acido per mezzo di una base di concentrazione nota. L'apparecchiatura relativa risulta dalla foto a pag. 74.

Per determinare la concentrazione di una base, il chimico tratta una certa quantità di essa con tanto acido di concentrazione nota quanto è necessario per neutralizzarla. In tal modo calcolerà la concentrazione della base. Per titolare (neutralizzare) opererete nel modo seguente: diluite alcuni cc di ammoniaca commerciale con ml 50 d'acqua. Aggiungete una goccia di fenolftaleina. Questa colorirà la miscela di rosa intenso.

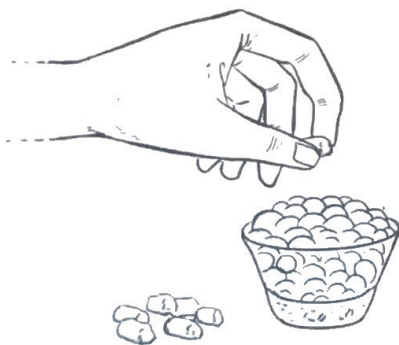
Riempite una buretta (provetta speciale perfettamente calibrata) sino allo 0 (azzeramento), con acido cloridrico diluito a concentrazione nota. Fate gocciolare pian piano l'acido dalla buretta nel recipiente in cui è contenuta la soluzione di ammoniaca, ponendola sotto la punta della buretta. Con una mano regolate il flusso delle gocce che cadono dalla buretta, con l'altra usate un agitatore (bastoncino di vetro) affinché l'acido si diffonda uniformemente nella soluzione. Una certa goccia farà «virare» la fenolftaleina dal rosa al bianco. Effettuate la lettura sulla buretta e saprete quanti cc di HCl sono stati necessari per neutralizzare l'ammoniaca.

MODI PER PRODURRE SALI

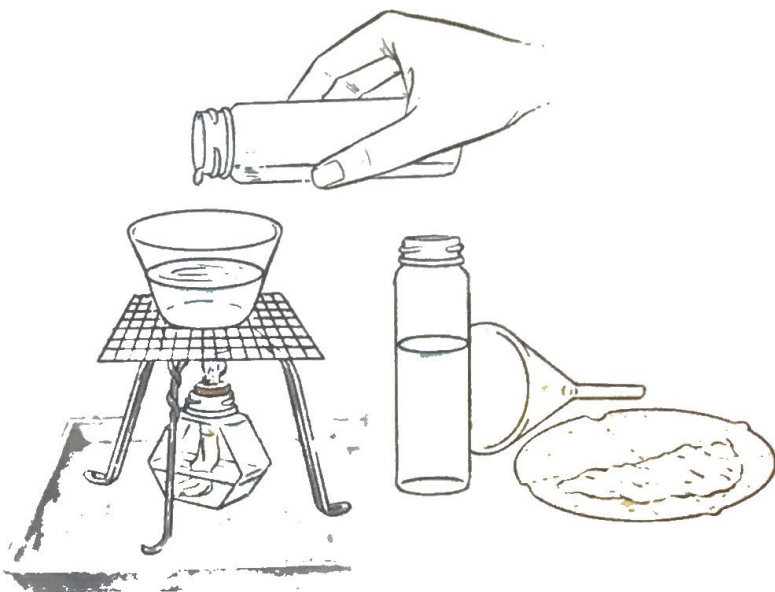
METALLO + ACIDO ⟶ SALE

Lasciate cadere trucioli di zinco in una provetta. Versatevi cc 2 di acido cloridrico. Lo zinco sostituisce l'idrogeno dell'acido per formare un sale ($ZnCl_2$) col cloro.

OSSIDO + ACIDO ⟶ SALE + ACQUA

Mettete 1 cucchiaino di ossido di calcio (calce viva) in un bicchiere. Aggiungete acido cloridrico agitando. La calce viva si scioglierà nell'acido formando cloruro di calcio e acqua.

SALE + ACIDO ⟶ ACIDO + SALE

A destra. Lasciate cadere pezzi di marmo, di gusci d'ostriche (tutti carbonati di calcio) in alcuni cc di acido cloridrico. Risulteranno cloruro di calcio e acido carbonico (che si scinde in CO_2 e H_2O).

2 SALI DANNO ALTRI 2 SALI

Sciogliete g 5 di sale inglese in cc 20 d'acqua. Scaldate e versatevi una soluzione di g 5 di soda in cc 20 di acqua calda. Il filtrato conterrà solfato di sodio. $MgCO_3$ è trattenuto dal filtro.

Vi sono molti modi di produrre un sale.
La sintesi: quando fabbricate solfuro di ferro direttamente dai due elementi ferro e zolfo:

$$Fe + S \rightarrow FeS$$

La sostituzione: quando fate reagire il metallo zinco con l'acido cloridrico:

$$Zn + 2\,HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$$

Il doppio scambio: quando usate una base e un sale per formare una nuova base e un nuovo sale:

$$Ca(OH)_2 + Na_2CO_3 \rightarrow 2NaOH + CaCO_3$$

o quando facendo reagire un sale e un acido ottenete un altro sale e un altro acido:

$$CaCO_3 + 2HCl \rightarrow CaCl_2 + H_2CO_3\ (H_2O + CO_2)$$

o quando due sali solubili formano due altri sali - di cui uno insolubile:

$$Na_2CO_3 + MgSO_4 \rightarrow MgCO_3 + Na_2SO_4$$

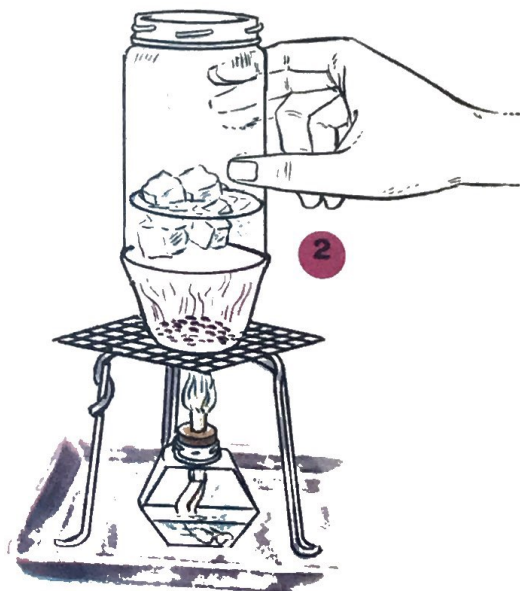
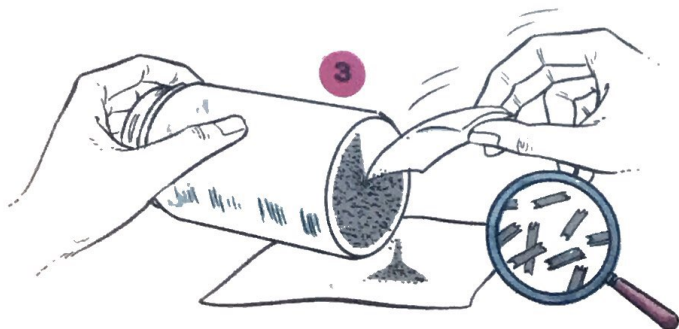
Simbolo I. Elemento 53. Peso atomico 126,91. Cristalli grigio-neri, di odore caratteristico. Sublima con vapore violetto. Si combina direttamente coi metalli e non-metalli. Ha una densità di 4,9.

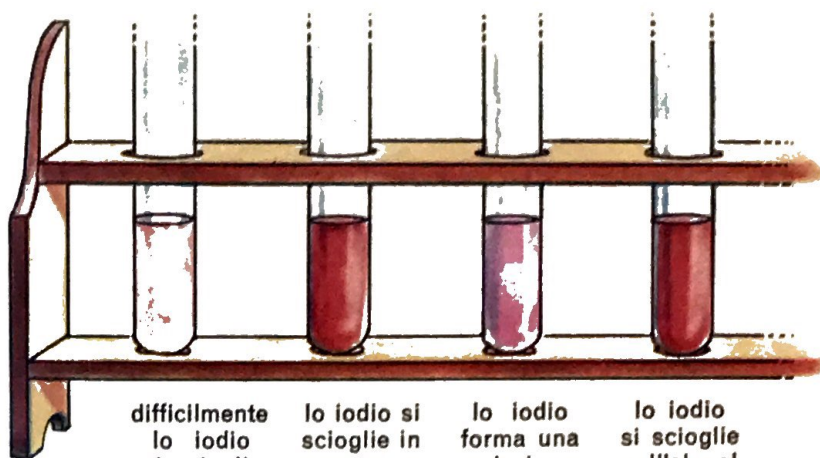
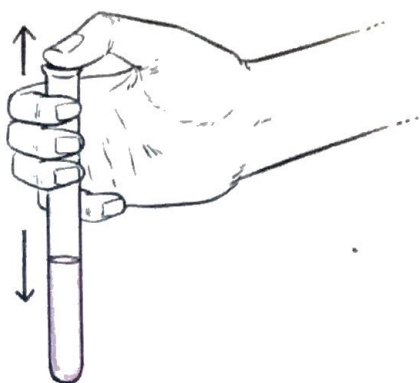
IODIO

Lo iodio è un elemento assai diffuso, sia nel regno vegetale che nel regno animale; i suoi composti si trovano nelle ceneri delle alghe marine, nel mare, in alcuni minerali e in alcuni tessuti animali. In Italia si ricava dalle acque di Salsomaggiore; in molte altre nazioni lo si estrae dalle alghe. Notevoli quantità di questo elemento si ricavano poi dalle acque madri del nitro del Cile.

Lo iodio è un elemento che si ottiene facilmente dai suoi composti sotto forma di bei vapori violetti che, raffreddandosi, solidificano in cristalli grigio-neri simili a metalli. Questi cristalli possono essere ulteriormente purificati con un processo chiamato "sublimazione", che consiste nel trasfor-

PREPARAZIONE DELLO IODIO

In una capsula pyrex mescolate g 2 di ioduro di potassio, g 2 di biossido di manganese e g 4 di bisolfato di sodio. Scaldate leggermente la miscela. Presto si svolgeranno vapori violetti di iodio.

Introducete mezza dozzina di cubetti di ghiaccio in un barattolo. Aggiungete un po' d'acqua. Mettere il barattolo a mo' di coperchio sopra la capsula. I vapori violetti si depositeranno sul fondo del barattolo sotto forma di cristalli di iodio piccoli, grigio-neri.

Togliete i cristalli di iodio dal fondo del barattolo. Riponeteli in una piccola bottiglia ben chiusa.

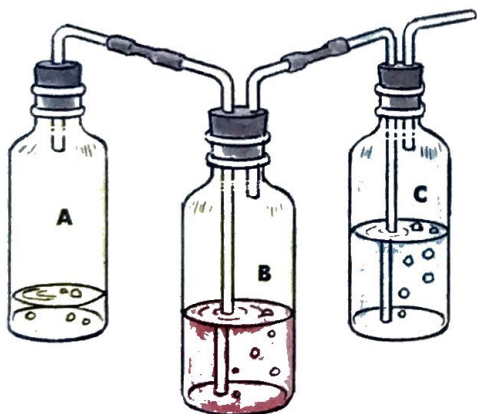
SOLUBILITÀ

Per provare la solubilità dello iodio lasciate cadere una piccola porzione dei cristalli in quattro diverse provette. Aggiungete quattro solventi e agitate.

difficilmente lo iodio si scioglie se aggiunto in acqua semplice

lo iodio si scioglie in acqua contenente ioduro di potassio

lo iodio forma una soluzione violetta nel tetracloruro di carbonio

lo iodio si scioglie nell'alcool con un colore bruno

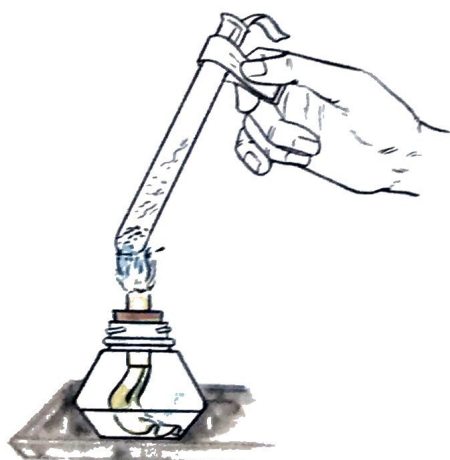
IODIO LIBERATO DAL CLORO

Preparate l'apparecchio descritto a pag. 62, ponendo nella bottiglia B una soluzione di g 0,5 di ioduro di potassio in cc 40 di H_2O. Il cloro forma bolle nella soluzione, bruna per l'iodio liberato. Con altro cloro la soluzione ridiventa chiara, formandosi acido iodico incolore.

Il cloro contenuto in un liquido candeggiante libera lo iodio. Aggiungete due gocce di candeggiante a una soluzione di ioduro di potassio (g 0,5) in cc 10 di acqua.

ELIMINAZIONE DEL COLORE

Dipingete della carta con iodio. Sciogliete in acqua del tiosolfato (= iposolfito) di sodio. Passate la soluzione sopra il colore bruno. Avrete delle lettere bianche, perché il tiosolfato dà un composto incolore con lo iodio.

IODIO PER OSSIDAZIONE

ACIDO IODIDRICO

PROVA DELL'AMIDO

marli di nuovo in vapori che, raffreddati, passano direttamente allo stato solido.

Lo iodio è poco solubile in acqua; invece si scioglie molto bene nell'alcool: conoscerete certamente la soluzione alcoolica al 2% di iodio, chiamata "tintura di iodio", e usata come disinfettante.

Questo elemento non solo è impiegato nell'industria farmaceutica, ma anche nell'industria dei coloranti e per la fotografia.

Lo iodio si riconosce per la tipica colorazione azzurra che dà alla salda d'amido; ha un forte potere colorante e macchia di un colore bruno resistente ogni cosa con cui viene a contatto.

Quando lo usate è consigliabile abbiate a portata di mano del tiosolfato di sodio (il sale di fissaggio dei fotografi), che lo decolora perfettamente.

IODIO PER OSSIDAZIONE

Sciogliete alcuni cristalli di ioduro di potassio e alcuni grani di bisolfato di sodio in cc 5 d'acqua. Aggiungete H_2O_2. Agitate. L'iodio libero colora il liquido di bruno.

ACIDO IODIDRICO

Mescolate alcuni cristalli (quanto un pisello) di ioduro di potassio con 1/4 di cucchiaino di bisolfato di sodio. Affacciate una cartina di tornasole alla bocca della provetta. Scaldate leggermente. Si ottiene iodio. E anche acido iodidrico, un acido che rende rosso il tornasole blu.

PROVA DELL'AMIDO

Agitate una presa di amido con acqua fredda in una provetta. Aggiungete acqua calda. Portate ad ebollizione. Raffreddate. Versate una goccia della miscela in cc 10 d'acqua. Aggiungete una goccia di tintura di iodio. Risulta un colore blu brillante.

Simbolo S. Elemento 16. Peso atomico 32,066. Densità: 2,07. Cristalli gialli. Insolubile in acqua. Fonde a 119. Bolle a 444° C. Brucia nell'aria con fiamma blu.

ZOLFO

Anticamente lo zolfo era chiamato "pietra che brucia" e per la sua proprietà di bruciare con fiamma blu e odore soffocante era il simbolo del diavolo stesso, per il popolino superstizioso.

La conoscenza e l'uso dello zolfo in medicina risale all'antichità piú remota. Gli Egizi, gli Ebrei, i Greci e i Romani ne conobbero alcune proprietà, come quella di bruciare producendo vapori irritanti, ma disinfettanti e decoloranti.

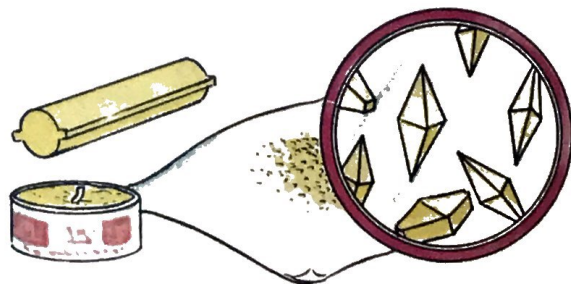
Lo zolfo è uno degli elementi piú diffusi in natura sia allo stato libero sia allo stato combinato.

Fin dall'inizio di questo secolo, la maggior parte dello zolfo in commercio nel mondo era quello estratto dalle miniere siciliane. Oggi però sono gli Stati Uniti che detengono il primato sulla produzione dello zolfo, perché furono scoperti grandi giacimenti nella Louisiana e nel Texas.

I giacimenti di zolfo siciliani si distinguono in solfatare e solfare. Le prime sono depositi di zolfo affioranti in superficie ed hanno generalmente un'importanza limitata; le solfare invece sono giacimenti importanti. I giacimenti della Sicilia venivano sfruttati anche dai Romani, ma acquistarono importanza industriale solo nel XVIII secolo, col sorgere della grande industria chimica.

Lo zolfo è polimorfo e cioè si presenta in diverse forme: quello ordinario è un solido di color giallo chiaro, dalla lucentezza resinosa, cattivo conduttore del calore e della elettricità, spesso cristallizzato in cristalli rombici. Lasciando cristallizzare lo zolfo fuso, si ottengono invece cristalli monoclini. Quando i vapori di zolfo sublimano, si ottengono i "fiori di zolfo", costituiti di due varietà di zolfo, una cristallina e l'altra amorfa. Versando dello zolfo fuso in acqua fredda, si ha lo zolfo plastico che in pochi giorni si ritrasformerà in zolfo ordinario.

Lo zolfo si estrae per fusione; infatti fonde facilmente separandosi cosí dalla roccia che lo accompagna. Anticamente lo si estraeva con il metodo dei "calcaroni", che erano forni scavati nel suolo col fondo ben battuto e inclinato per lo scolo dello zolfo fuso. La parte inferiore del calcarone era in muratura. Il minerale veniva disposto in modo da lasciar liberi canali per l'aria, ricoprendo poi tutto con minerale esaurito. I calcaroni presentavano il grave inconveniente che parte dello zolfo bruciava dando anidride solforosa, la quale si disperdeva per la campagna e danneggiava i vegetali e le persone. Oggi in Italia i calcaroni sono stati sostituiti dai forni Gill, o forni a celle molto piú razionali in quanto il processo di combustione avviene in ambiente chiuso.

In America invece si usa per l'estrazione

Lo zolfo si trova in commercio sotto diverse forme: zolfo in pani, in candele, in polvere (fiori di zolfo); al microscopio i fiori di zolfo rivelano una struttura cristallina rombica.

la trivella Frasch. Il procedimento americano di raggiungere il minerale mediante pozzi trivellati a notevoli profondità si è reso necessario in quanto i giacimenti di zolfo della regione si trovano ad una profondità media di circa 200 metri; tale procedimento dà ottimi risultati in quanto lo zolfo è molto puro e non frammisto a forti quantitativi di ganga come lo zolfo italiano.

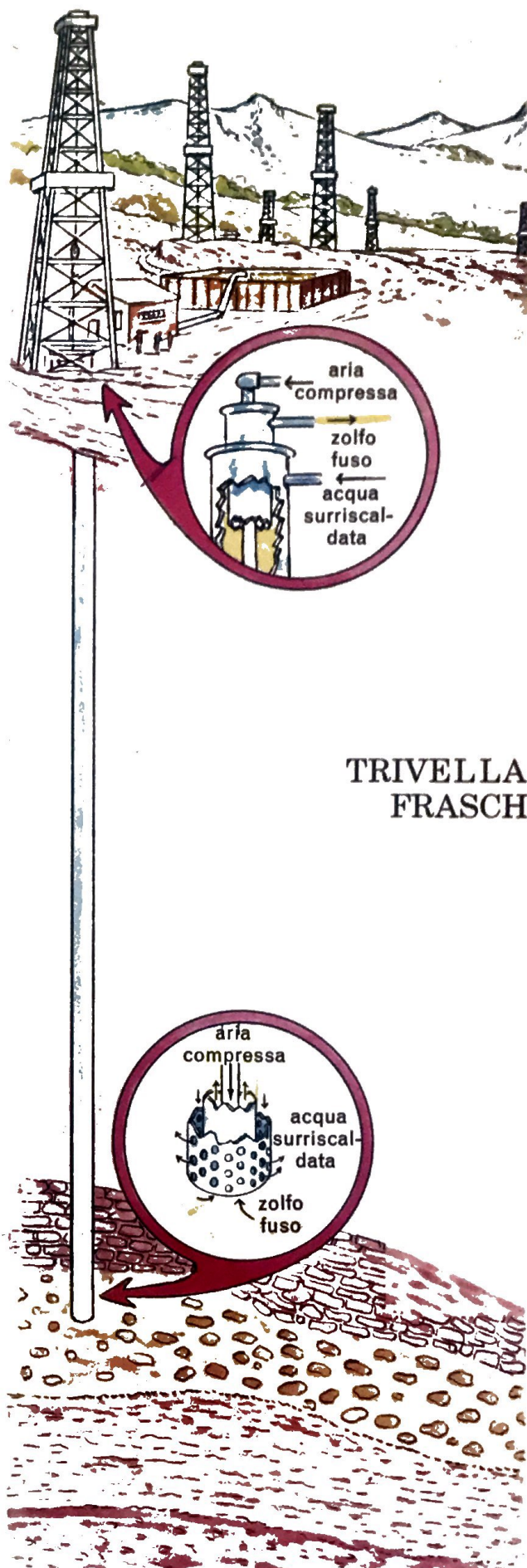
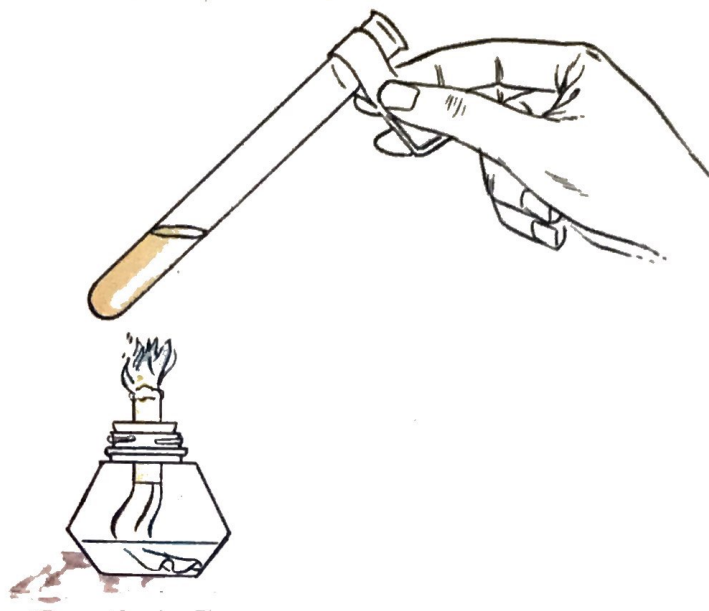
La trivella Frasch, che vedete in sezione qui a lato, inietta acqua surriscaldata nel sottosuolo provocando cosí la fusione dello zolfo. L'aria compressa spinge lo zolfo verso l'alto e questo rimane liquido durante la salita per la temperatura dell'acqua che scende fra il primo tubo e quello esterno.

Lo zolfo serve per "vulcanizzare" la gomma naturale che, a seguito di tale trattamento, acquista elasticità e resistenza cosí da essere utilizzata per pneumatici di automobili e altri articoli. Serve anche per combattere i parassiti della vite, per preparare gli zolfanelli e la polvere pirica e per combinare diversi solfuri dei quali assai noto è il solfuro di carbonio, usato nella fabbricazione del rayon e in qualità di solvente. Molti composti dello zolfo hanno odori sgradevoli, penetranti. L'odore di uovo guasto è l'odore tipico dell'acido solfidrico (H_2S).

L'acido solfidrico è usato nell'analisi chimica qualitativa per determinare quali metalli si trovano in una certa sostanza. Infatti questo acido si combina coi metalli dando i solfuri, sali facilmente riconoscibili gli uni dagli altri per il diverso colore e per il modo con cui reagiscono agli acidi.

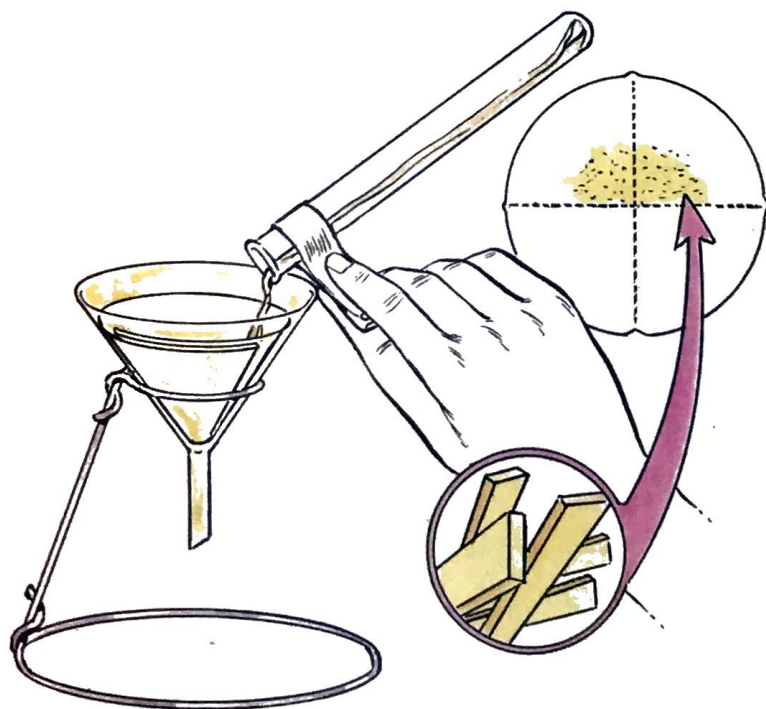
Lo zolfo e alcuni solfuri sono impiegati nella preparazione dell'acido solforico. Questo acido è necessario per la produzione diretta o indiretta di quasi tutti i piú importanti composti chimici.

In natura sono molto abbondanti i sali dell'acido solforico, i solfati, tra i quali il gesso e gli allumi, mentre l'acido stesso, allo stato libero, si trova in natura soltanto in quantità pressoché trascurabili,

TRIVELLA FRASCH

FUSIONE DELLO ZOLFO

Lo zolfo, fondendo, passa attraverso quattro fasi: dapprima fonde in un liquido acquoso, color paglierino. Poi lentamente diventa scorrevole, caramellobruno. Quindi si condensa quasi in un solido. Infine ridiventa liquido e bolle con vapori gialli.

ZOLFO PRECIPITATO

Sciogliete alcuni cristalli di tiosolfato di sodio in 1/2 provetta d'acqua. Aggiungete una goccia di acido cloridrico. Il liquido verrà lattiginoso per zolfo in sospensione (particelle piccolissime).

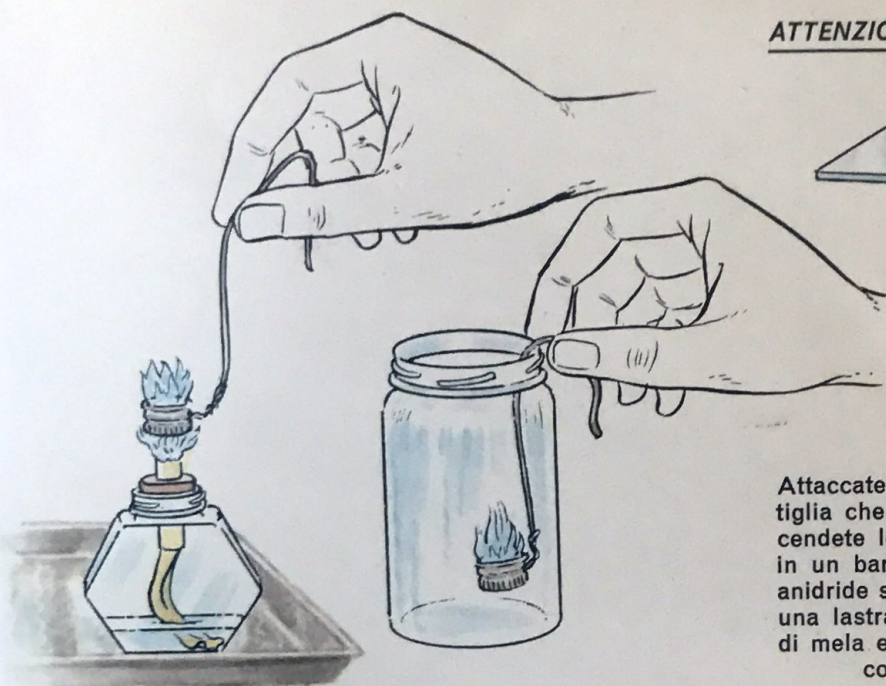
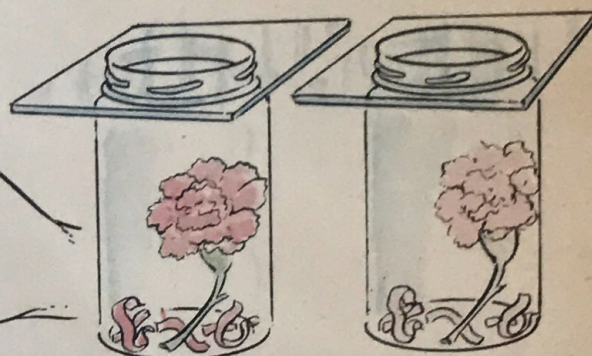
PREPARAZIONE DI CRISTALLI

Scaldate in provetta una piccola quantità di fiori di zolfo sino a fusione. Versate lo zolfo fuso su filtro asciutto. Sulla carta da filtro osserverete la formazione di piccoli cristalli simili ad aghi.

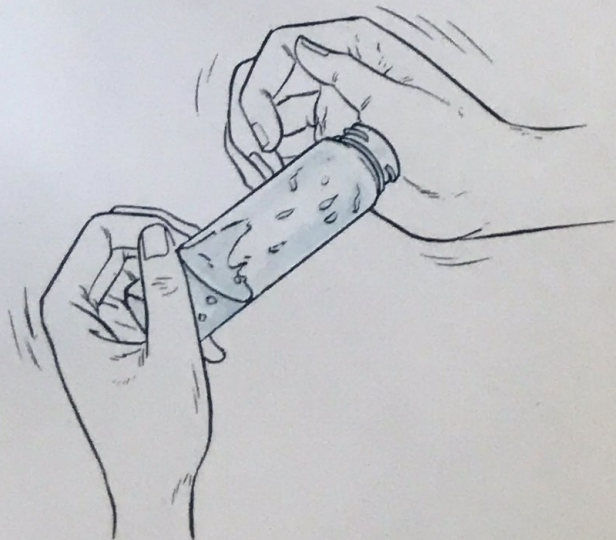
STAMPARE CON LO ZOLFO

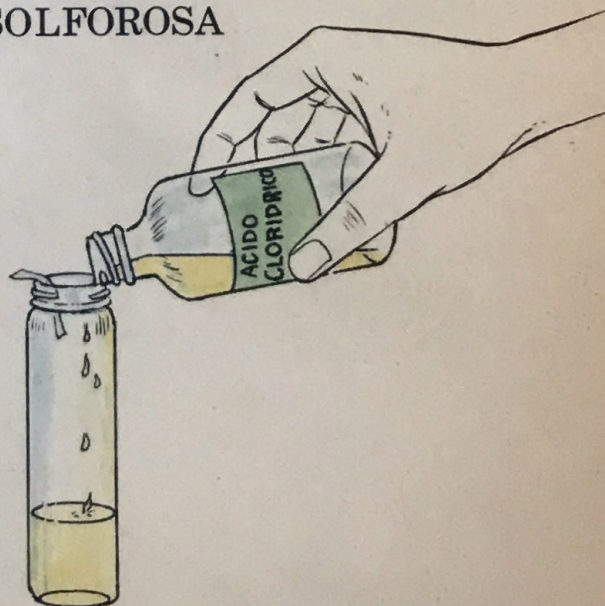
Preparate una forma con una moneta da L 100 per base e con un nastro adesivo come parete. Versate nella forma fiori di zolfo fusi in provetta. (Il fondo della provetta sia discosto dalla fiamma).

ANIDRIDE SOLFOROSA

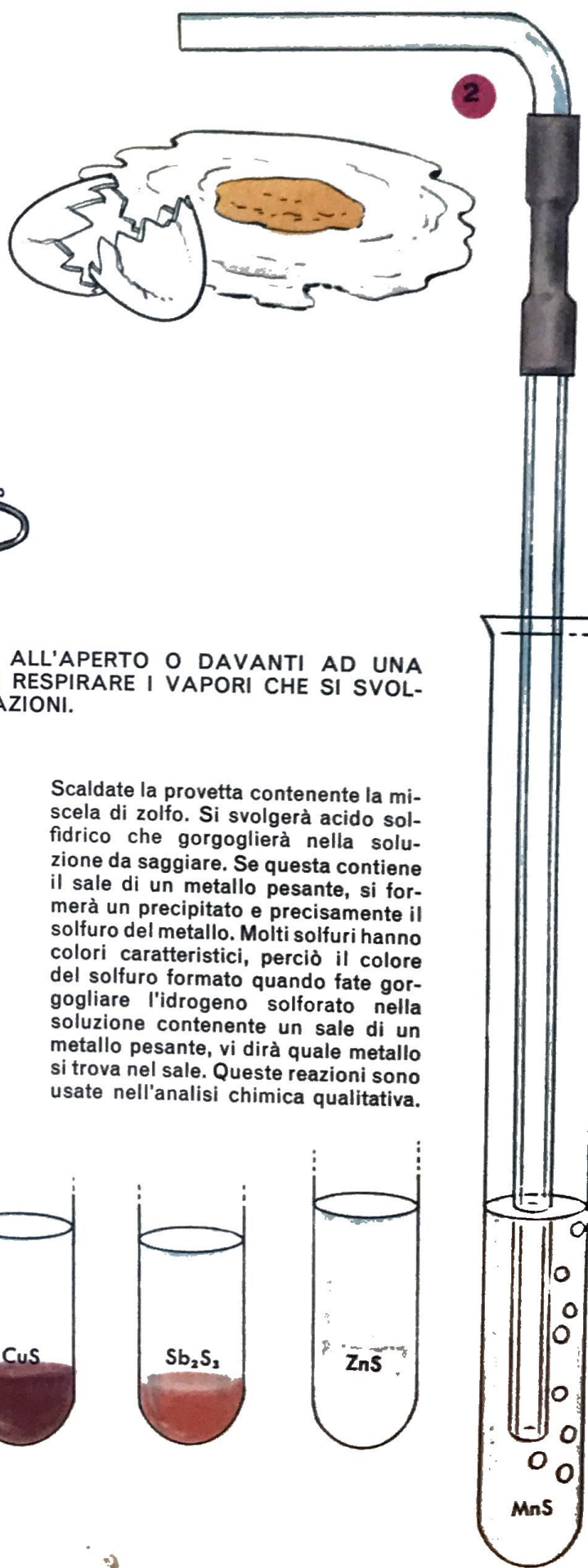
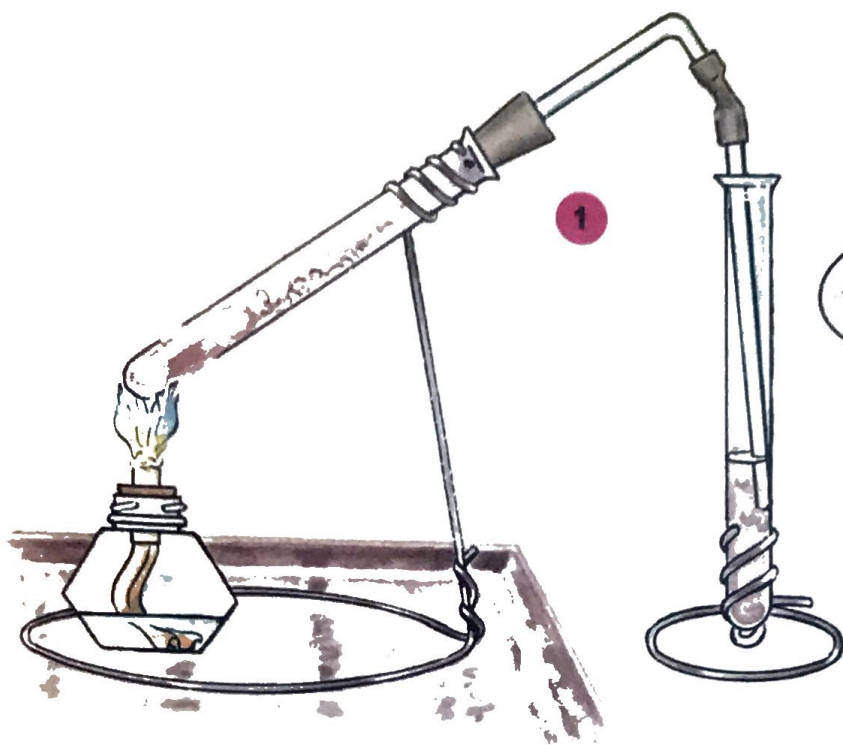
Formula SO_2. Composto. Peso atomico 64. Gas incolore, di odore soffocante. Non brucia e non permette la combustione. Densità 2,2. Molto solubile in acqua: 3.937 vol. in 100 vol. a 20° C.

L'ANIDRIDE SOLFOROSA È CANDEGGIANTE

ATTENZIONE! NON RESPIRATE I VAPORI

Attaccate un fil di ferro a un coperchietto di bottiglia che riempirete per metà di polvere di zolfo. Accendete lo zolfo, quindi introducete lo zolfo acceso in un barattolo. Il barattolo si riempirà di vapori di anidride solforosa. Dopo poco coprite il barattolo con una lastra di vetro. Introducete nel barattolo bucce di mela e un fiore umido colorato. Coprite di nuovo col vetro e noterete la decolorazione.

PREPARAZIONE DELL'ACIDO SOLFOROSO

In un coperchio accendete lo zolfo e introducetelo in un barattolo. Allontanate lo zolfo quando il barattolo sarà pieno di vapori. Aggiungete alcuni cc di acqua e agitate. La SO_2 si scioglie e forma (H_2SO_3).

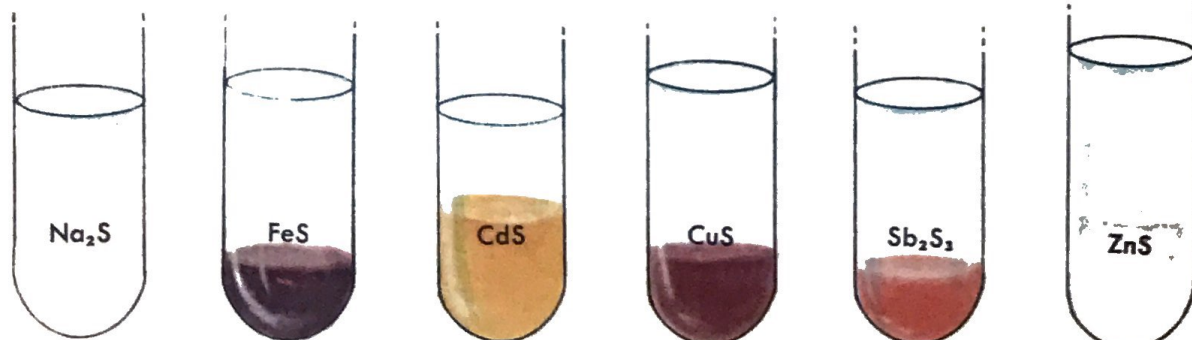
PREPARAZIONE DELL'ANIDRIDE SOLFOROSA

Sciogliete 1/2 cucchiaino di tiosolfato di sodio in cc 40 di acqua e aggiungete poi alcuni cc di acido cloridrico. Dalla reazione risulterà anidride solforosa e zolfo precipitato.

IDROGEN SOLFORAT

Formula H_2S. Composto. Peso molecolare 34. Gas incolore con odore di uova guaste. Brucia con fiamma blu. Forma SO_2. Densità 1,17; poco solubile in acqua: 258 vol. a 20° C.

NOTA BENE: ESEGUITE QUESTI ESPERIMENTI ALL'APERTO O DAVANTI AD UNA FINESTRA APERTA ED ABBIATE CURA DI NON RESPIRARE I VAPORI CHE SI SVOLGONO DALLE REAZIONI.

Per preparare l'idrogeno solforato occorre anzittutto preparare il solfuro di ferro come descritto a pag. 42.

Avvenuta la reazione rompete la provetta in un sacchetto di carta e spezzate il FeS con un martello. Fatelo cadere a piccoli pezzi in un'altra provetta e aggiungete acido cloridrico: otterrete H_2S.
Per preparare l'acido solfidrico si può procedere anche nel modo seguente: preparate l'apparecchio come indicato nella fig. 1 e introducete nella provetta asciutta 1/2 cucchiaino di zolfo in polvere e un pezzetto di cera grande quanto un pisello. Nella seconda provetta fate una soluzione della sostanza chimica da analizzare. Inserite il tubetto di vetro nella soluzione.

Scaldate la provetta contenente la miscela di zolfo. Si svolgerà acido solfidrico che gorgoglierà nella soluzione da saggiare. Se questa contiene il sale di un metallo pesante, si formerà un precipitato e precisamente il solfuro del metallo. Molti solfuri hanno colori caratteristici, perciò il colore del solfuro formato quando fate gorgogliare l'idrogeno solforato nella soluzione contenente un sale di un metallo pesante, vi dirà quale metallo si trova nel sale. Queste reazioni sono usate nell'analisi chimica qualitativa.

Formula H_2SO_4. Composto. Acido forte. Peso molecolare 98. Liquido incolore se puro, oleoso, disidratante. Attacca e scioglie i metalli. Oleum $H_2S_2O_7$ Acido solforico fumante.

ACIDO SOLFORICO

L'acido solforico è uno dei pochi composti chimici noti sin dall'antichità. Notizie e dati si hanno però in epoca relativamente recente. È del XV secolo il metodo di distillare l'allume con il solfato di ferro per ottenere questo acido.

Il primo impianto industriale fu fatto a Londra nel 1740, scaldando zolfo e nitro in capsule di ferro e condensando i vapori in palloni di vetro. Lo zolfo e i solfuri riscaldati bruciano e reagiscono con l'ossigeno dell'aria con formazione di anidride solforosa (SO_2). L'anidride solforosa può essere ossigenata, cioè può assumere un altro atomo di ossigeno per formare anidride solforica (SO_3).

Il noto processo delle "camere di piombo", che data dal 1746, consiste nell'ottenere l'anidride solforosa appunto dalla combustione della pirite (FeS_2) o della blenda (ZnS) o dello zolfo; consiste quindi nell'ossidare l'anidride, depurata dalla polvere con procedimenti elettrostatici, per mezzo di una miscela ossidante, la nitrosa, che si trova in una torre delle camere di piombo (torre di Glover): $2SO_2 + O_2 \rightarrow$ $\rightarrow 2SO_3$.

L'anidride solforica, cosí ottenuta, passa nelle camere di piombo (metallo che non è attaccato dall'acido solforico) dall'alto delle quali piove acqua. Avviene quindi la reazione: ANIDRIDE + ACQUA → → ACIDO e cioè $SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$.

L'impianto industriale comprende un'altra torre (torre di Gay Lussac) per il ricupero dei gas ossidanti. L'acido cosí ottenuto è molto diluito e necessita di ulteriore concentrazione.

Processo piú moderno è il "Processo catalitico" dove l'ossidazione dell'anidride solforosa è ottenuta mediante l'azione dell'anidride vanadica (V_2O_5) che si ottiene dai minerali di vanadio, ma anche dalle ceneri di alcuni petroli americani.

L'acido solforico ottenuto con questo processo non deve piú essere concentrato e il trasporto è perciò meno gravoso.

L'acido solforico è impiegato in quasi tutte le industrie chimiche: nelle industrie dei coloranti, dei concimi, degli esplosivi, della seta artificiale e di altre ancora.

LAVORAZIONE DEL VETRO

Il vetro è costituito essenzialmente da silicati ed ha larghe applicazioni per la sua proprietà di essere modellato facilmente e per la sua trasparenza. La lavorazione può essere eseguita tanto a caldo che a freddo, colorandolo o con vernici o con pellicole metalliche. Nelle illustrazioni: lavorazione del vetro a Murano (Venezia).

SILICIO

Formula Si. Elemento 14. Peso atomico 28,09. Densità 2,4. Cristalli grigio scuri, di aspetto metallico o polvere bruna. Brucia nell'ossigeno. Costituisce il 27% circa della crosta terrestre.

Il silicio (dal latino silex, selce) è l'elemento piú abbondante sulla Terra, dopo l'ossigeno. La sabbia, l'argilla, le rocce, sono costituite di silicio al 50% circa.

Il silicio si trova in natura combinato con l'ossigeno nel biossido o anidride silicica (SiO_2) che si presenta in varie forme: come quarzo, durezza 7, che può essere puro e quindi incolore o trasparente o anche colorato a causa di varie impurità; come ametista, di colore viola, come quarzo affumicato, di colore bruno o come falso topazio, di color giallo.

I cristalli di quarzo puro sono usati in ottica, quelli colorati sono usati invece come pietre ornamentali. La sabbia quarzosa è impiegata per l'industria del vetro, per i cementi, per i materiali refrattari.

I silicati sono i sali degli acidi silicici e sono i principali costituenti della crosta terrestre. I tre acidi silicici fondamentali sono: l'acido ortosilicico (H_4SiO_4) dal quale derivano gli ortosilicati; l'acido metasilicico (H_2SiO_3) dal quale derivano i metasilicati, e l'acido trisilicico ($H_4Si_3O_8$) dal quale derivano i trisilicati.

Salvo poche eccezioni, i composti del silicio sono insolubili in acqua. Per questa proprietà, ha molte applicazioni. Sono impiegati nella fabbricazione di materiali, quale il vetro che abbiamo già citato, e degli smalti i quali si ottengono fondendo la silice (SiO_2), che è la sostanza vetrificante, con carbonato sodico, che agisce da fondente, e con la calce che si comporta da stabilizzante.

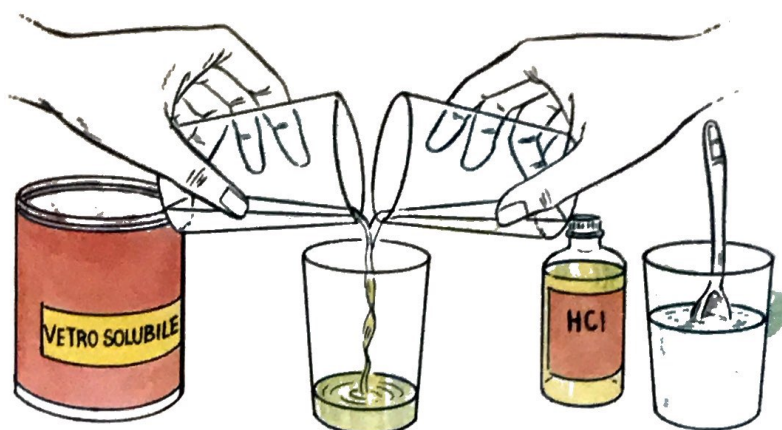
Per la fabbricazione del vetro, i materiali, finemente polverizzati e mescolati, vengono sottoposti a fusione in crogioli di terra refrattaria a fondo circolare od ovale alla temperatura di ben 1300-1400 gradi.

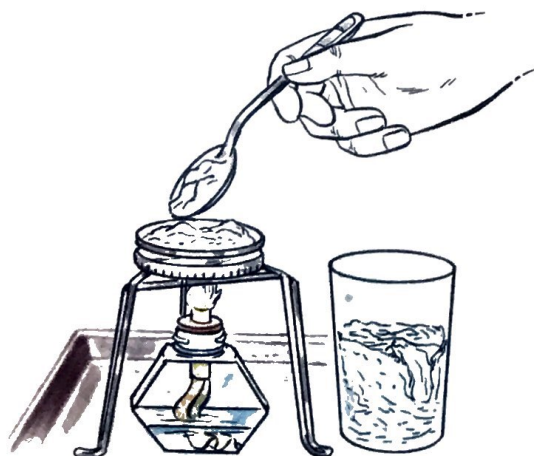
Il caolino e l'argilla si formano in natura per l'alterazione di silicati di alluminio ad opera di agenti atmosferici, quale l'acqua piovana. Il caolino, assai diffuso in Asia, in Inghilterra, in America, in Sassonia, in Francia, è usato per fabbricare la pregiata porcellana; l'argilla invece, impastata con molta acqua, diviene plastica e, sottoposta a cottura, dà la terracotta con la quale si fanno maioliche, laterizi e stoviglie.

I silicati di sodio e potassio si sciolgono nell'acqua. Una soluzione concentrata di metasilicato di sodio (Na_2SiO_3) è chiamata commercialmente "vetro solubile" ed è usata per rendere resistenti al fuoco il legno, la tela, la carta e anche per conservare le uova.

Negli anni piú recenti i chimici hanno scoperto un'intera serie di nuovi composti del silicio: i siliconi, resine sintetiche a base appunto di derivati del silicio.

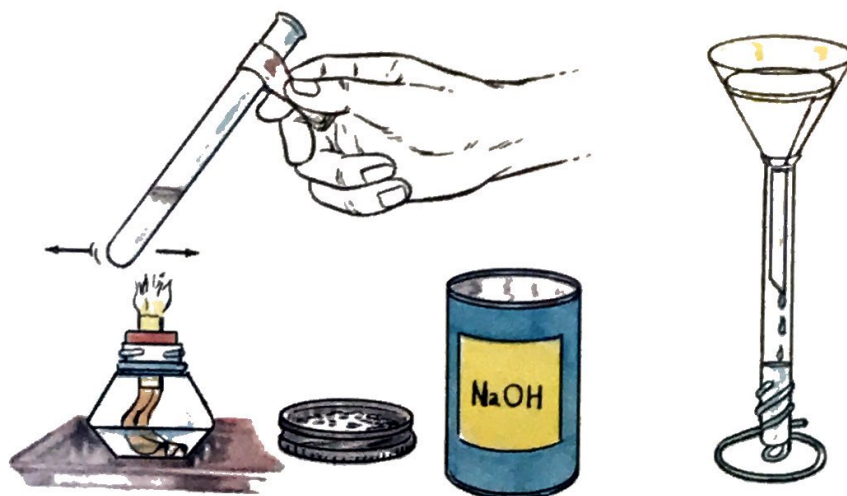
Carta e stoffe possono essere impermeabilizzate se vengono trattate con siliconi.

PREPARAZIONE DELL'ACIDO SILICICO

In un bicchiere unite cc 20 di soluzione di vetro solubile e cc 20 di acqua. In un altro unite cc 10 di HCl con cc 10 di H_2O. In un terzo bicchiere unite le due miscele e otterrete una gelatina (« gel ») cosí tenace che se la girate col cucchiaio questo rimane diritto; potete capovolgere il bicchiere.

PREPARAZIONE DELL'ANIDRIDE SILICICA

Mettete un po' di gelatina su un coperchio di metallo di un barattolo, quindi riscaldate. L'acido metasilicico ($H_2 SiO_3$) libera acqua e si trasforma in una polvere bianco-grigiastra: l'anidride silicica (SiO_2).

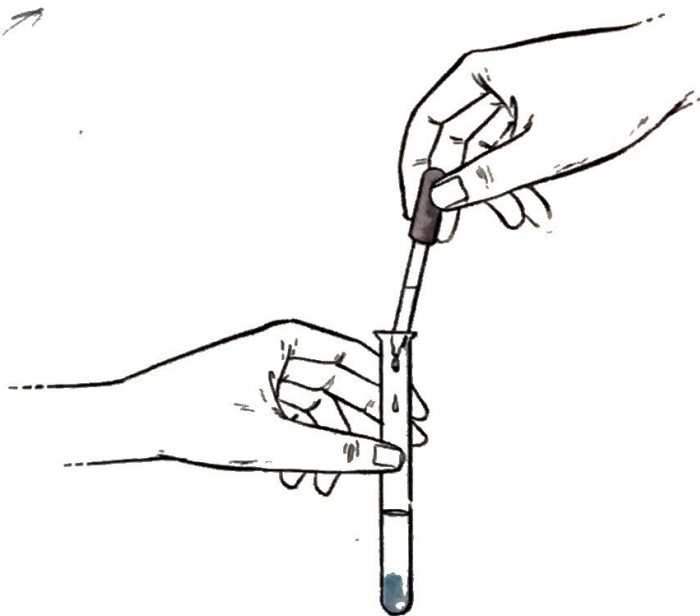
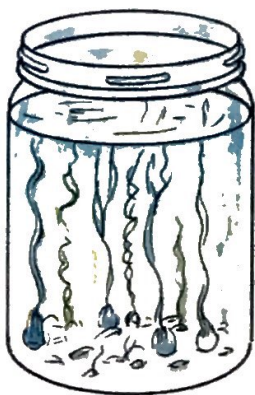
L'ACIDO SILICICO È UN ACIDO DEBOLE

L'acido metasilicico è tanto debole che l'acido carbonico ($H_2 CO_3$), che pure è un acido debole, riesce a spostarlo dal metasilicato. Preparate l'anidride carbonica versando acido cloridrico sopra frammenti di marmo.

PREPARAZIONE DEL VETRO SOLUBILE

In una provetta mescolate g 1 dell'anidride silicica che avete ottenuta con g 2 di soda caustica (NaOH) e cc 5 di acqua. Scaldate agitando dolcemente la provetta. Predisponete quindi un'altra provetta e in essa filtrate dopo raffredamento: il filtrato sarà una soluzione limpida di metasilicato di sodio (Na_2SiO_3).

PREPARAZIONE DI SILICATI

"CRESCITA" DI UNA GIUNGLA DI SILICATI

Diluite cc 5 di vetro solubile ($Na_2 SiO_3$) con cc 5 di acqua. Sciogliete in acqua piccoli cristalli di solfato di rame. Aggiungete ancora qualche goccia di vetro solubile e otterrete un precipitato di silicato di rame.

In un barattolo da g 500 disponete sul fondo uno straterello di sabbia. Versatevi sopra una miscela in parti uguali di vetro solubile e acqua. Riponete il barattolo e lasciatelo riposare. Dopo un po' introducetevi cristalli di vari sali: o di solfato di ferro o di solfato di rame o di alluminio o di solfato di magnesio. I cristalli « germoglieranno ». In poche ore la vostra « jungla » di silicati crescerà a vista d'occhio.

Larderello. Nella zona di Larderello, nella Toscana centro-occidentale, si sprigionano da profonde fratture del terreno getti di vapor d'acqua: i « soffioni » la cui prima utilizzazione risale al 1818 e che contengono, oltre a numerose, altre sostanze, anche acido borico. Quando queste fuor uscite di gas non avvengono spontaneamente, si ottengono i soffioni artificialmente trivellando il terreno come nel caso del petrolio.

BORO

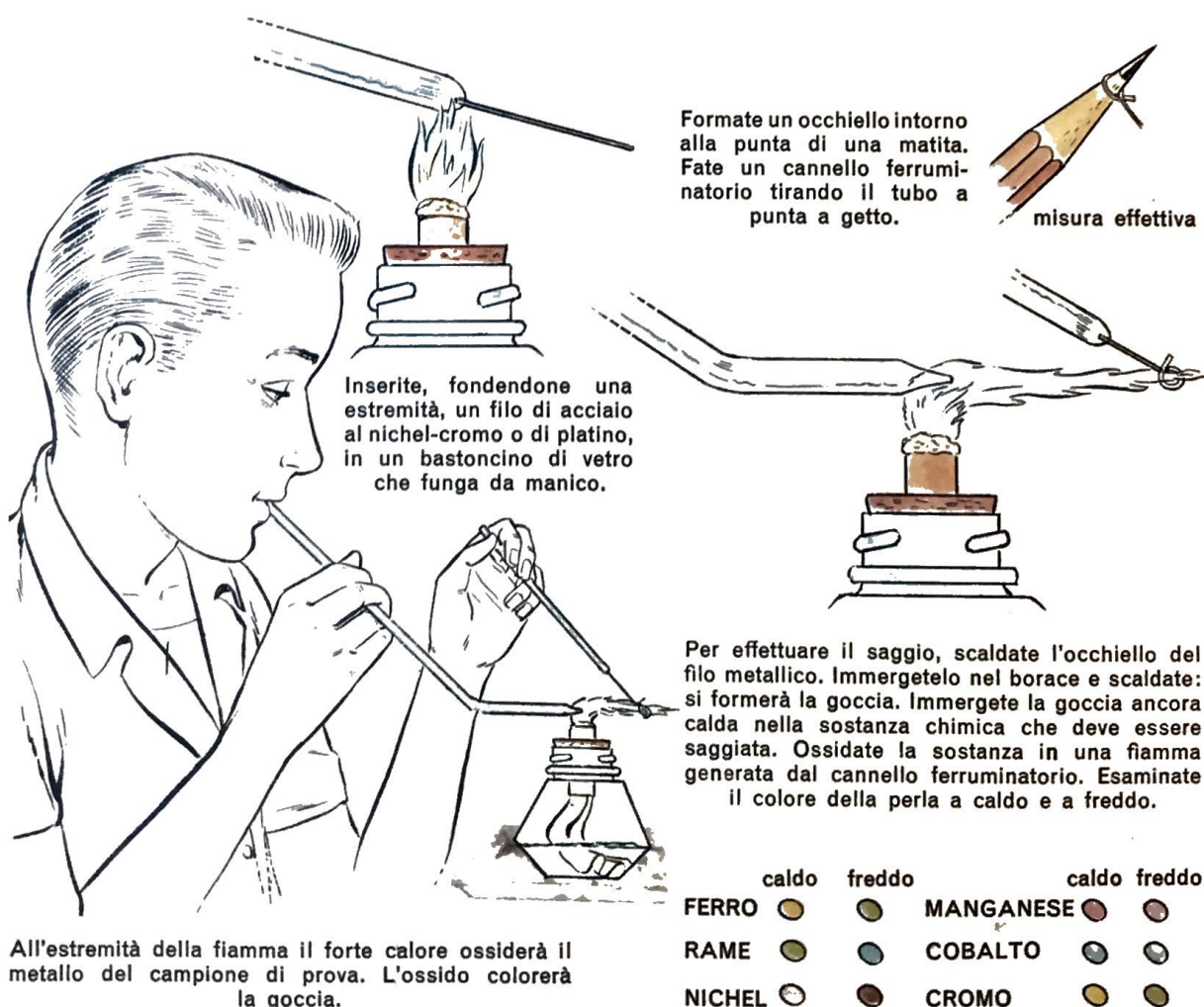
Simbolo B. Elemento 5. Peso atomico 10,82. Densità 2,54. Cristalli giallo-bruni o polvere grigio-bruna. Brucia nell'ossigeno con fiamma verde.

Il boro non si trova libero in natura, ma combinato e i suoi composti piú importanti sono: l'acido borico, il borace, la boracite, la borocalcite e la sassolite.

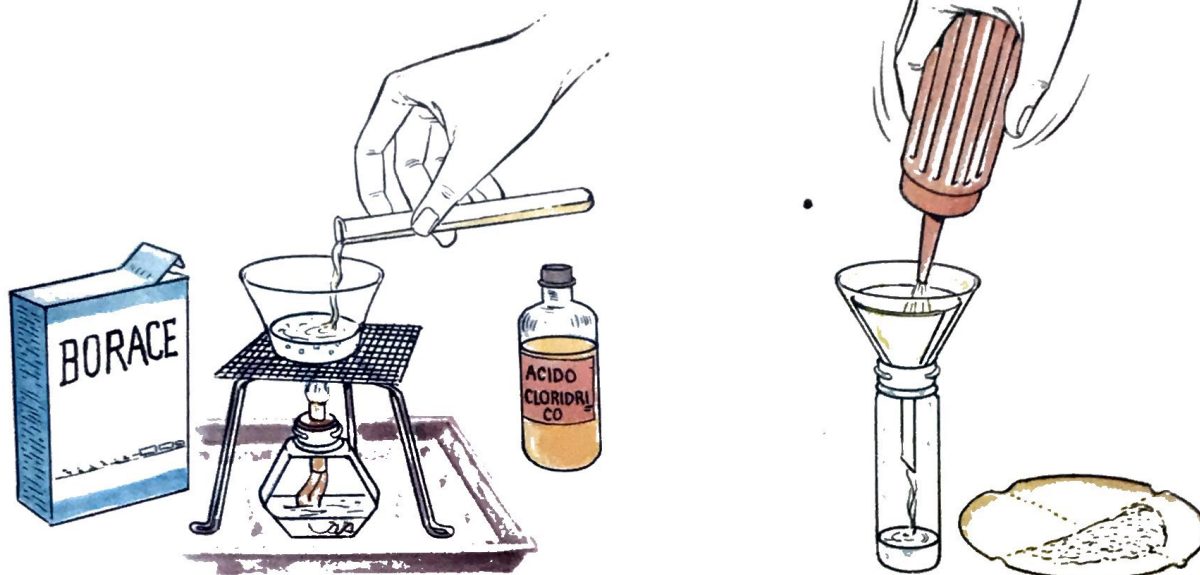
Nella zona di Larderello, in Toscana, si sprigionano naturalmente da fratture del terreno i "soffioni", getti di vapor d'acqua nei quali sono presenti piccoli quantitativi di anidride carbonica, ammoniaca, idrogeno solforato e acido borico.

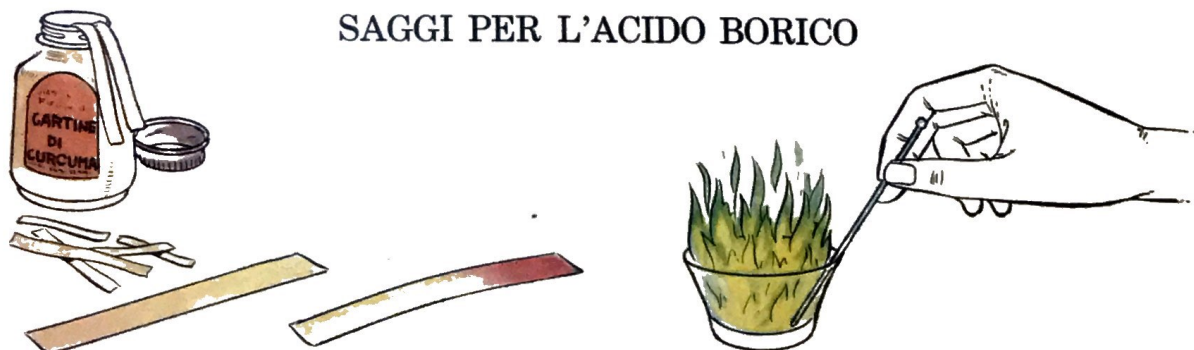
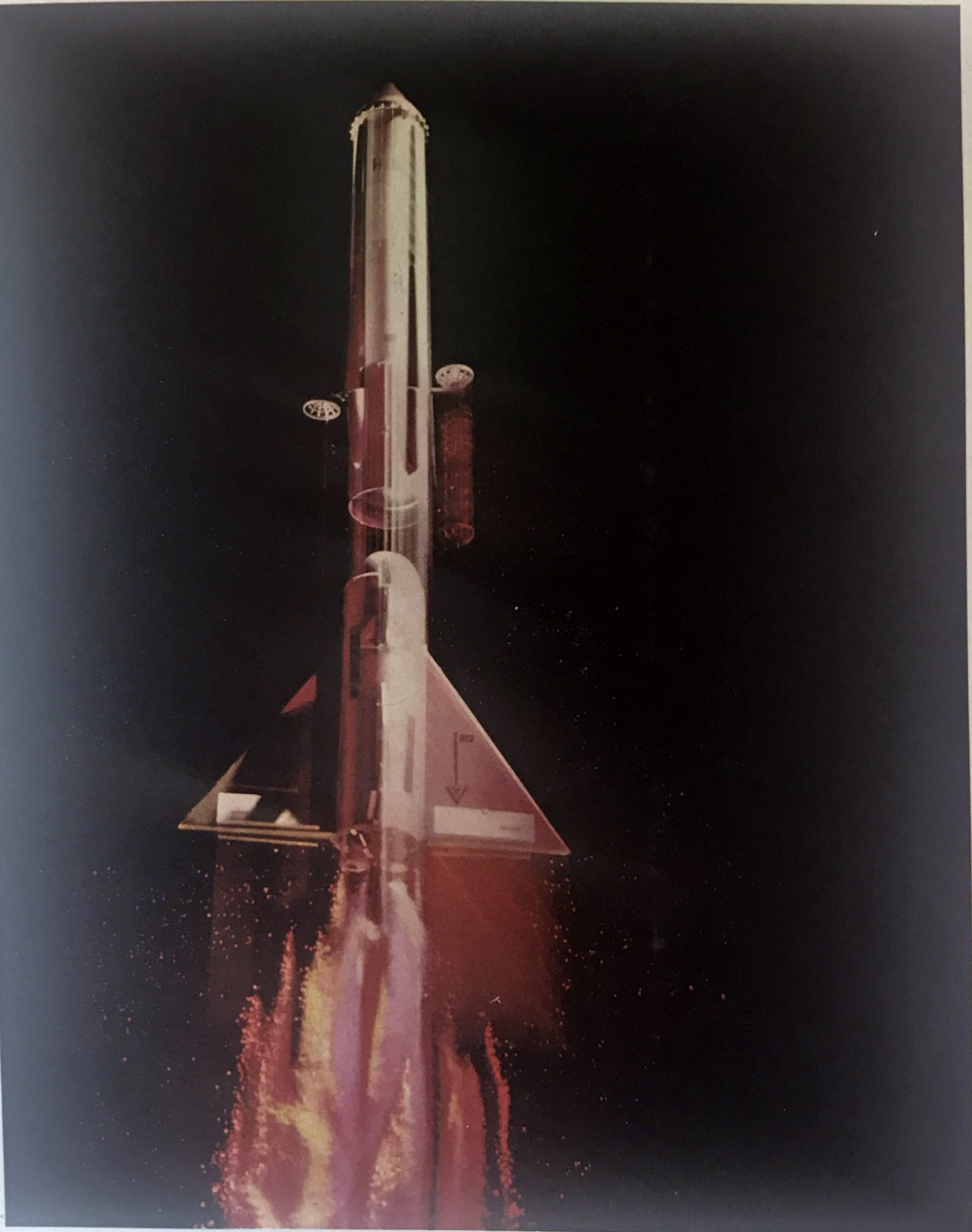
Si procede anche a perforazioni del terreno cosí da generare i soffioni artificialmente. Grande è l'importanza economica dei soffioni, non solo per l'estrazione dell'acido borico, ma perché essi alimentano le centrali elettriche toscane.

SAGGIO DELLE PERLE AL BORACE

All'estremità della fiamma il forte calore ossiderà il metallo del campione di prova. L'ossido colorerà la goccia.

L'acido borico (H_3BO_3) è usato come blando antisettico mentre il borace (tetraborato sodico $Na_2B_4O_7 10H_2O$) serve per conservare gli alimenti, per detergere, per saldare e per produrre alcune qualità di sapone, nonché per conciare le pelli e per fabbricare un vetro speciale il cui nome commerciale è: pyrex. Molta vetreria di cucina e quasi tutti gli strumenti di laboratorio sono di vetro pyrex. Questo vetro presenta su quello normale due grandi vantaggi: esso può essere esposto direttamente al fuoco e inoltre non si rompe con facilità.

Il borace è usato anche in chimica analitica per la sua particolarità di dare "perle" che assumono diverse colorazioni con i diversi ossidi metallici.

PREPARAZIONE DELL'ACIDO BORICO

In una tazza pyrex, mettete g 6 di borace con cc 15 d'acqua. Portate ad ebollizione. Agitate sin che il borace si sia sciolto. Aggiungete cc 4 di acido cloridrico alla soluzione calda di borace. Mescolate. Togliete dal fuoco. L'acido borico cristallizzerà col raffreddarsi della soluzione. Filtrate il contenuto della tazza. A filtrazione avvenuta, lavate l'acido borico rimasto sul filtro con un po' d'acqua fredda allo scopo di allontanare il NaCl, pure formatosi nel processo. Stendete il filtro su una superficie piana per fare asciugare i cristalli di acido borico. Ricordatevi di usare questi cristalli solo per esperimenti.

SAGGI PER L'ACIDO BORICO

Lasciate cadere alcuni cristalli di acido borico in una tazza di pyrex. Aggiungete cc 2 di alcool denaturato. Accendete. Mescolate con un bastoncino di vetro. L'acido borico dà alla fiamma bagliori verdi. La carta di curcuma gialla diventa bruna con l'acido borico. La sostanza colorante gialla contenuta nella senape è la curcuma. Per ottenere carta reattiva immergete strisce di tovagliolini di carta nella senape. Lavate poi le strisce e fatele asciugare.

Un giorno forse il boro sarà usato come comburente per i missili dello spazio perché questo elemento ha la proprietà di combinarsi con l'idrogeno assai facilmente, dando luogo alla formazione degli idruri di boro, composti che bruciano sviluppando enormi quantità di energia. Nella fotografia: un missile di recentissima costruzione.

SODIO

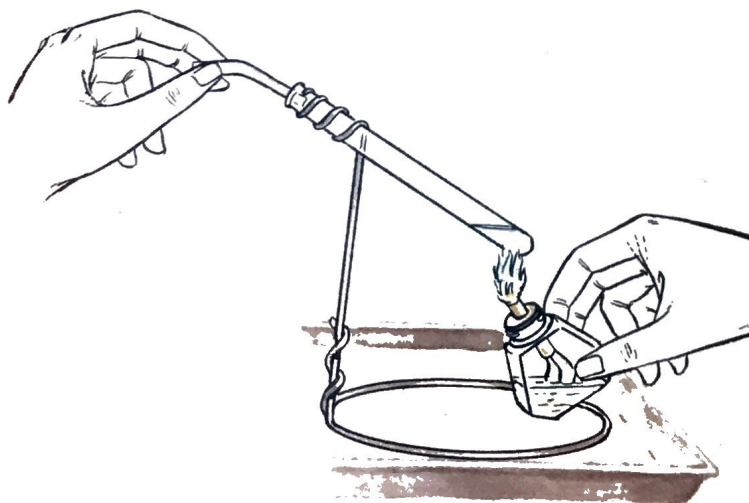
Simbolo Na. Elemento 11. Peso atomico 22,991. Densità 0,97. Metallo bianco-argento, può essere tagliato con un coltello. Si ossida nell'aria. Reagisce con l'acqua. Brucia con fiamma gialla.

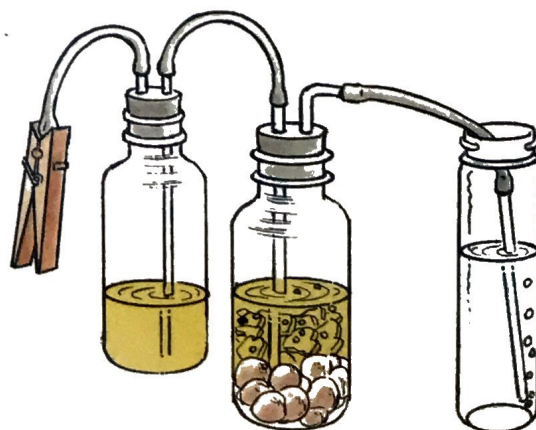
La parola « salario » deriva da *salarium*. Ai soldati romani le paghe venivano corrisposte in sale.

Il sodio è un metallo alcalino, cosí detto perché reagisce con l'acqua a temperatura normale per formare la soda caustica ($NaOH$) che è una base fortissima (alcali). Il cloruro di sodio, è la sostanza che rende "salata" l'acqua del mare e costituisce il minerale detto salgemma.

Il carbonato di sodio, che commercialmente viene chiamato "soda", è un composto contenuto nelle ceneri di alcune alghe; viene fabbricato col processo Solvay dal cloruro e dall'ammoniaca; è usato nelle industrie del vetro, del sapone, dei coloranti.

Assai importante tra i sali di sodio è il nitrato di cui vi sono vasti giacimenti in Cile e che è un ottimo concime azotato.

SALE NEUTRO DA SALE ACIDO

Il solfato di sodio si produce scaldando solfato acido di sodio con cloruro di sodio. In una provetta scaldate una miscela di g 2 di solfato acido di sodio (bisolfato di sodio) con g 1 di sale da cucina. Si forma solfato di sodio e HCl: $NaHSO_4 + NaCl \rightarrow HCl + Na_2SO_4$

SALE ACIDO DA SALE NEUTRO

Il carbonato acido ($NaHCO_3$) si forma aggiungendo CO_2 al normale carbonato (Na_2CO_3). Preparate l'apparecchio per produrre CO_2 come a pag. 57. Fate gorgogliare CO_2 in una soluzione di g 10 di soda in cc 30 d'acqua per 10 minuti. In breve compariranno cristalli di $NaHCO_3$.

Il cloruro di sodio è il sale più diffuso in natura; è contenuto nell'acqua del mare dalla quale si estrae per evaporazione del solvente (nei paesi caldi) o per congelamento del solvente (nei paesi freddi). A tale scopo l'acqua del mare viene incanalata in appositi bacini dell'entroterra delle zone costiere (le saline).

Simbolo K. Elemento 19. Peso atomico 39,100. Densità 0,87. Metallo bianco-argento, così morbido che può essere tagliato con un coltello. Si ossida all'aria Reagisce con l'acqua. Brucia con fiamma violetta.

POTASSIO

Il potassio è un metallo simile al sodio per le proprietà fisiche e chimiche, ma è meno diffuso in natura; se rivedete ora la tavola periodica degli elementi, noterete come il potassio sia ordinato nella stessa colonna del sodio, dal quale differisce essenzialmente per il peso. Come i sali di sodio, cosí anche quelli di potassio servono all'uomo, da migliaia di anni, per fabbricare il sapone e il vetro.

I vegetali che vivono nel mare assorbono tanto sodio che le popolazioni costiere usavano bruciare le alghe marine asciutte per ottenere la "soda" (carbonato di sodio, Na_2CO_3). Le piante della terra, invece, trattengono il potassio del suolo. Perciò, facendo bollire le ceneri di legno, si ottiene la "potassa" (carbonato di potassio, K_2CO_3).

Nel 1807 lo scienziato inglese Humphry Davy riuscí ad isolare i due metalli dai rispettivi carbonati. Sono metalli teneri, argentei. Davy li chiamò sodio (da soda) e potassio (da potassa). I loro simboli derivano dai nomi latini: natrium (Na) e kalium (K).

La silvite è il cloruro di potassio e si trova nei giacimenti nei quali si trova pure il salgemma (cloruro di sodio).

I nitrati di sodio e di potassio sono usati come concimi chimici e per la preparazione degli esplosivi (vedi AZOTO).

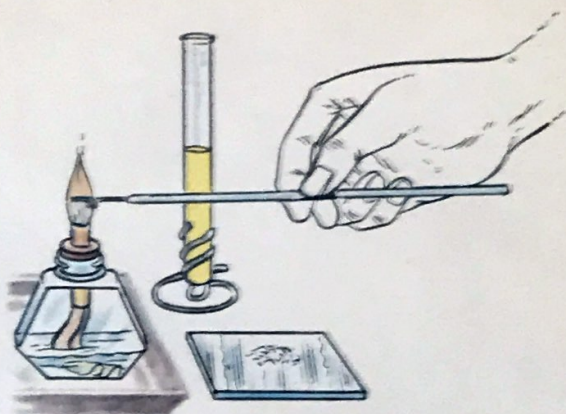
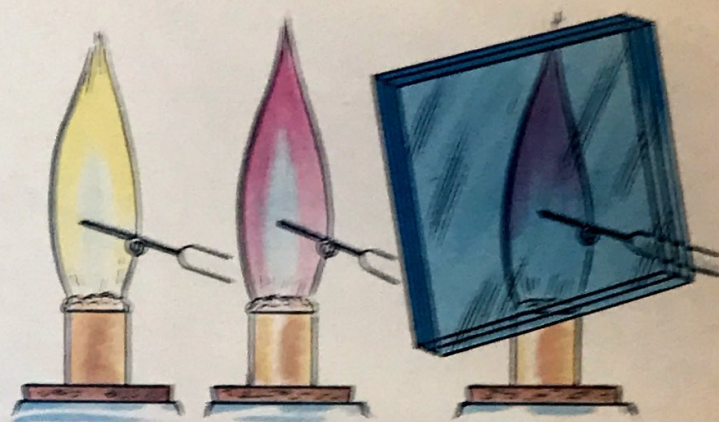
Il sodio e il potassio si trovano in molte rocce allo stato di silicati insolubili (basalti, feldspati, graniti, ecc...).

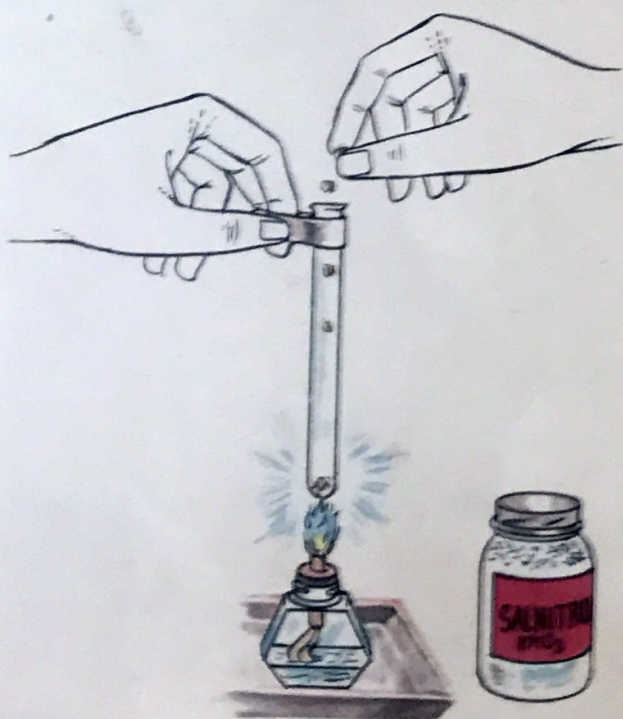
Assai caratteristiche sono le colorazioni che questi due metalli danno alla fiamma, colorazioni che permettono di individuarli all'analisi. La fiamma gialla è tipica del sodio, la fiamma violetta del potassio.

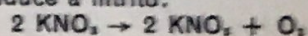
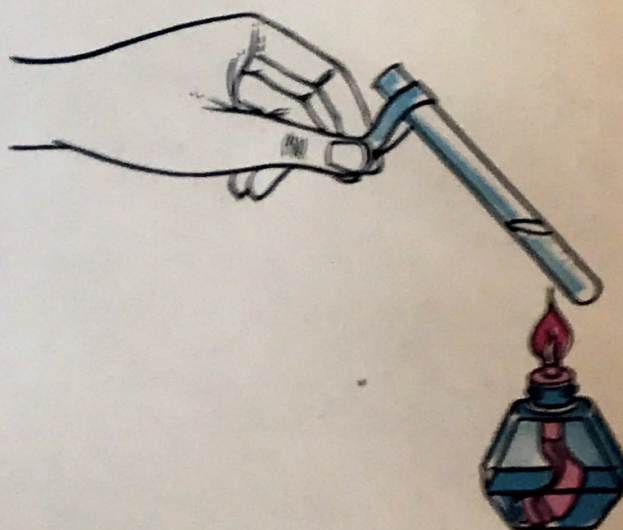
Anticamente si otteneva la potassa estraendola dalle ceneri del legno.

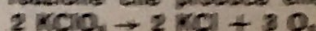
PREPARAZIONE DELLA POTASSA

Trattate alcuni cucchiaini di ceneri di legno tenero con acqua calda. Eliminate i residui del legno. Filtrate la miscela di cenere e acqua. Raccogliete il filtrato in una tazza pyrex. Fate evaporare buona parte del solvente. Lasciate raffreddare così da permettere al K_2CO_3 di cristallizzare.

COLORAZIONE DELLA FIAMMA PER IL SODIO ED IL POTASSIO

Alcuni metalli sono riconoscibili all'analisi per i diversi colori assunti dalla fiamma. Arroventate un filo d'acciaio al nichel-cromo. Immergetene l'occhiello nel composto da saggiare ed esponetelo alla fiamma.

I composti di sodio alla fiamma danno un colore giallo vivo. I composti di potassio danno una fiamma violetta. Se i due metalli coesistono, per vedere il colore viola del potassio usate uno schermo di vetro blu.

DA NITRATO A NITRITO

Scaldate 1/2 cucchiaino di KNO_3 in provetta sino a fusione. Introducete un pezzettino di zolfo. Brucerà con fiamma blu vivo. Ripetete l'esperimento con la capocchia di un fiammifero. Il nitrato di potassio scaldato si riduce a nitrito:

$$2\ KNO_3 \rightarrow 2\ KNO_2 + O_2$$

DA CLORATO A CLORURO

Introducete in una provetta g 1 di clorato di potassio ($KClO_3$) e scaldate dolcemente sino a fusione. Allontanate la provetta dalla fiamma per introdurre una «traccia» di biossido di manganese che catalizza la seguente reazione che produce effervescenza:

$$2\ KClO_3 \rightarrow 2\ KCl + 3\ O_2$$

Cava di marmo a Carrara (Toscana). Si osservino i blocchi di marmo bianchissimo a struttura saccaroide, sottoposti a lavorazione e politura. Il marmo è carbonato di calcio purissimo.

CALCIO

Simbolo Ca. Elemento 20. Peso atomico 40,08. Densità 1,54. Metallo bianco-argenteo, lucente. Reagisce con aria umida e acqua per formare l'idrossido. Riscaldato brucia con luce brillante.

Lo scheletro dell'uomo contiene sali di calcio; la malta con cui un muratore costruisce una casa di mattoni contiene calcio; un artista che costruisce un monumento usa il marmo (sale di calcio).

Una gallina depone le uova se ha nel mangime una quantità sufficiente di calcio per formare i gusci.

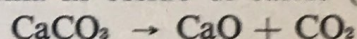
Il calcio è uno dei principali costituenti della crosta terrestre; lo si trova anche nelle rocce sedimentarie (le Dolomiti, le Alpi Apuane), negli organismi dei vertebrati, dei quali forma lo scheletro, e infine nel rivestimento esterno di molti invertebrati. Sali di calcio formano le conchiglie delle vongole, delle cozze e di miliardi di microscopiche creature viventi nel mare.

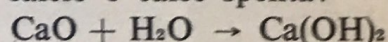
Il carbonato di calcio è insolubile in acqua. Ma se l'acqua contiene anidride carbonica, questa attacca il carbonato trasformandolo in bicarbonato di calcio ($Ca(HCO_3)_2$), solubile. Questo spiega la formazione delle grotte, delle doline, dell'idrografia sotterranea del Carso. L'acqua piovana, contenente CO_2, penetra attraverso il terreno sciogliendo parzialmente il calcare.

Quando queste acque filtrano nelle grotte, il bicarbonato si trasforma in carbonato che si deposita in concrezioni bellissime. Goccia a goccia, in migliaia di anni, si crearono le stalattiti pendenti dal soffitto delle grotte e le stalagmiti che si innalzano dal terreno.

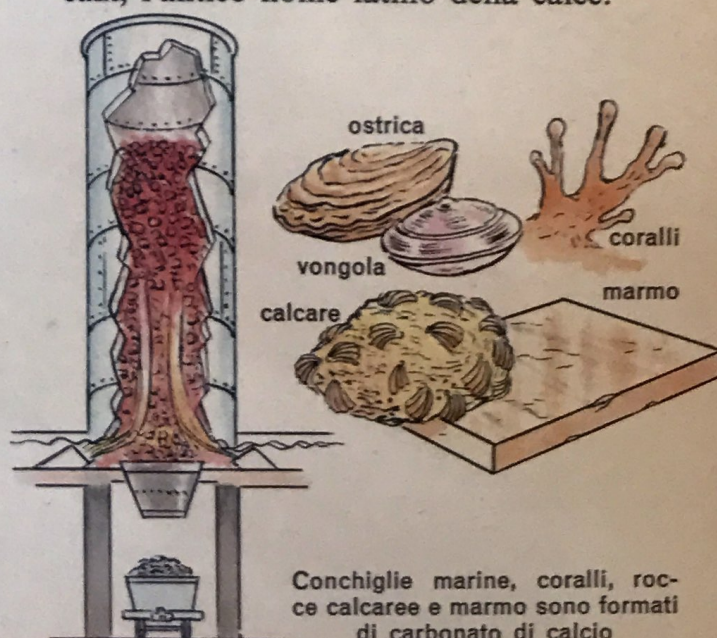
Un minerale largamente diffuso e chiamato gesso è il solfato di calcio, nel quale ogni molecola di solfato è unita a due molecole d'acqua ($CaSO_4 \cdot 2H_2O$). Quando il gesso viene scaldato perde 3/4 della sua acqua; si ottiene cosí il gesso per scultori ($2CaSO_4 \cdot H_2O$). Questo, mescolato con acqua, l'assorbe di nuovo e si indurisce in un idrato simile al gesso originale.

Il calcare, (carbonato di calcio), riscaldato in forni, libera anidride carbonica e si trasforma in ossido di calcio (calce viva).

$$CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$$

Aggiungendo acqua alla calce viva, si ottiene una polvere biancastra, che è l'idrossido di calcio o calce spenta:

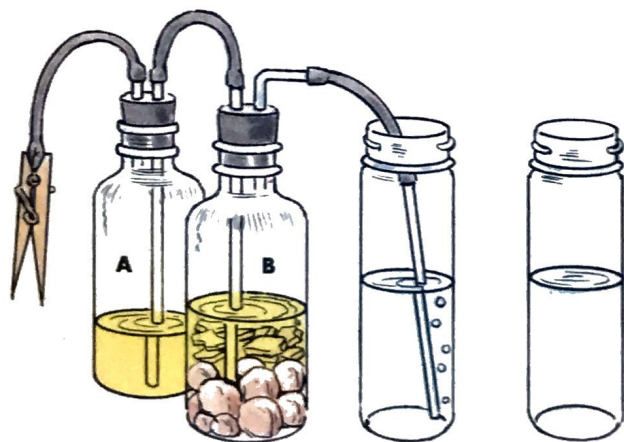
$$CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$$

Questa reazione è stata eseguita anche da voi (pag. 73) ed è usata per preparare la calce spenta che, mescolata con sabbia e acqua, dà la malta che fa aderire i mattoni. La calce contenuta nella malta reagisce con l'anidride carbonica dell'aria, costituendo il carbonato di calcio che cristallizza e consolida le varie parti.

Il nome di calcio fu dato all'elemento dal suo scopritore, Humphry Davy. Deriva da calx, l'antico nome latino della calce.

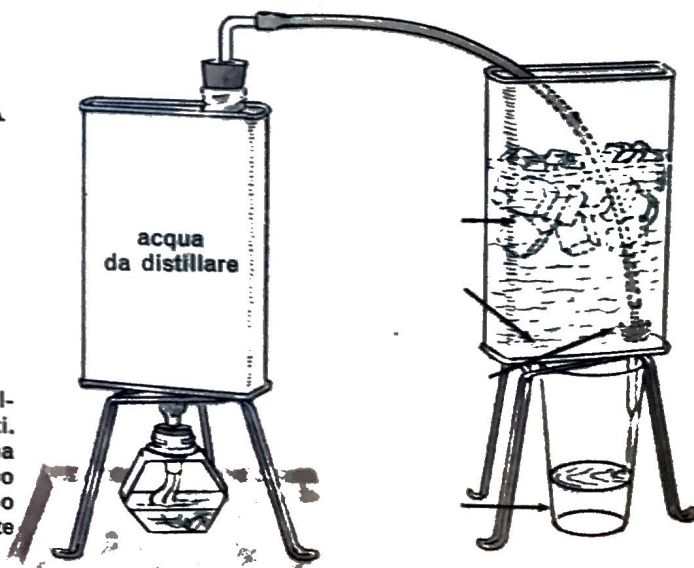
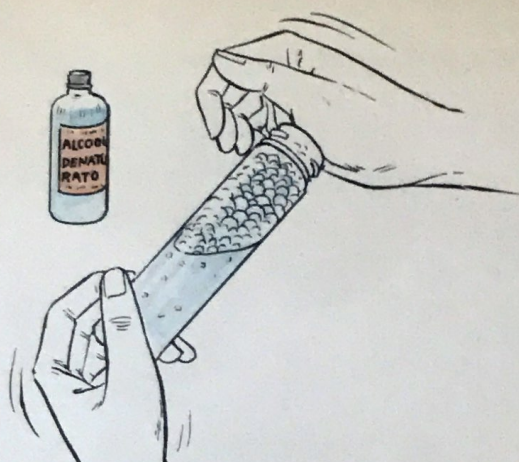
Conchiglie marine, coralli, rocce calcaree e marmo sono formati di carbonato di calcio

ACQUA DURA

L'acqua che contiene una percentuale di sali superiore allo 0,5‰ viene detta "acqua dura". Molto spesso si rende necessario determinare la durezza dell'acqua poiché se essa contiene sali di calcio e magnesio in quantità eccessive non può venire utilizzata dalle industrie chimiche.

In questa pagina e in quella seguente vi suggeriamo come potete eseguire anche voi le prove di durezza dell'acqua, allo stesso modo dei chimici analitici. Predisponete innanzitutto dell'acqua leggera (potabile). Preparate quindi l'acqua distillata usando il sistema qui sotto indicato: a questo punto vi sarà possibile eseguire le prove qui a destra.

PREPARAZIONE DI ACQUA DURA

Montate un gassogeno come indicato a sinistra. La bottiglia A contiene acido cloridrico. Nella bottiglia B mettete frammenti di marmo disposti sopra ciottoli. Versate l'acido sui frammenti per ottenere CO_2. Fate gorgogliare l'anidride carbonica nell'acqua di calce. Diventerà lattiginosa per formazione di $CaCO_3$. Continuate a far gorgogliare CO_2 nella soluzione lattiginosa. Ritornerà limpida perché $CaCO_3$ insolubile si trasforma in $Ca(HCO_3)_2$. Questo è il sale che rende « dura » la maggior parte delle acque.

DISTILLAZIONE DELL'ACQUA

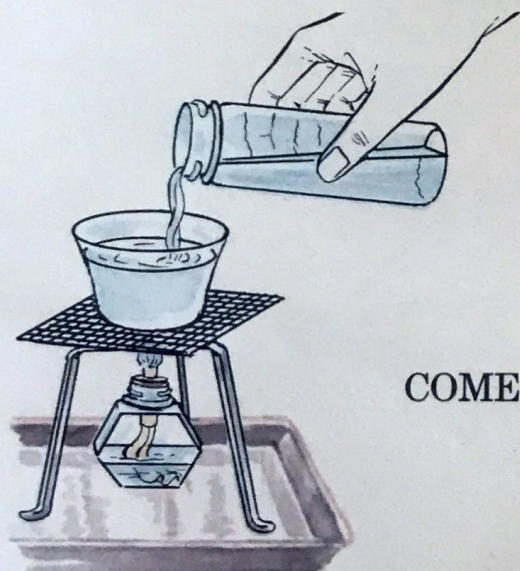
Nei laboratori scientifici l'acqua da usarsi come solvente non deve contenere impurità e sali disciolti. Per depurarla completamente si fa evaporare l'acqua per riscaldamento e si condensa il vapore attraverso un refrigerante. Potete farvi un distillatore usando due lattine da 1/2 litro, la seconda delle quali userete capovolta.

PROVE DELLA DUREZZA DELL'ACQUA

Fate una soluzione sciogliendo g 1 di sapone in cc 20 d'alcool. Filtrate. Con l'acqua da saggiare riempite a metà un barattolo. Aggiungete 10 gocce di soluzione di sapone. Agitate. Esaminate la quantità di schiuma.

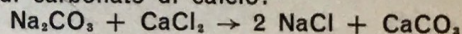
acqua leggera dà una discreta quantità di schiuma

acqua dura dà pochissima schiuma

acqua dura ammorbidita con soda fa schiuma

acqua distillata fa molta schiuma

CARBONATO DI CALCIO PRECIPITATO

Durante la preparazione dell'acqua dura, nella bottiglia B i frammenti di marmo si sciolgono man mano che si produce l'anidride carbonica. Versate la soluzione rimasta nella bottiglia B in una tazza pyrex e scaldate. Aggiungete una soluzione di 2 cucchiaini di soda in cc 50 d'acqua. Otterrete un precipitato bianco pesante di carbonato di calcio:

$$Na_2CO_3 + CaCl_2 \rightarrow 2\,NaCl + CaCO_3$$

COME SI RILEVANO LE IMPRONTE

Vedendo films polizieschi o leggendo romanzi gialli molte volte vi sarete chiesti come gli specialisti dei laboratori chimici della polizia scientifica rilevino le impronte lasciate sul terreno dalle gomme delle automobili o dalle suole delle scarpe. Si tratta di un sistema molto semplice. Il composto chimico usato è il comune gesso per scultori ($2\,CaSO_4 \cdot H_2O$) che viene versato nella traccia in esame. Eseguite anche voi la stessa operazione: mescolate il gesso con acqua sino ad ottenere la consistenza della panna montata. Versatelo nella traccia, poi lasciate solidificare per un'ora.

Simbolo Mg. Elemento 12. Peso atomico 24,32. Densità 1,75. Metallo bianco-argento. Duttile, malleabile. Reagisce con acqua bollente. Brucia nell'aria con una luce bianca molto viva.

Simbolo Zn. Elemento 30. Peso atomico 65,38. Densità 7,1. Metallo bianco-bluastro. Duttile e malleabile. Scaldato all'ebollizione sublima. Può bruciare con fiamma bluastra.

MAGNESIO

ZINCO

Tenete un pezzo di nastro di magnesio di cm 5 con un paio di pinzette. Scaldatelo. Brucia con fiamma brillante, bianca. Mescolate le ceneri (MgO) con acqua. Saggiate la miscela con la cartina di tornasole rossa.

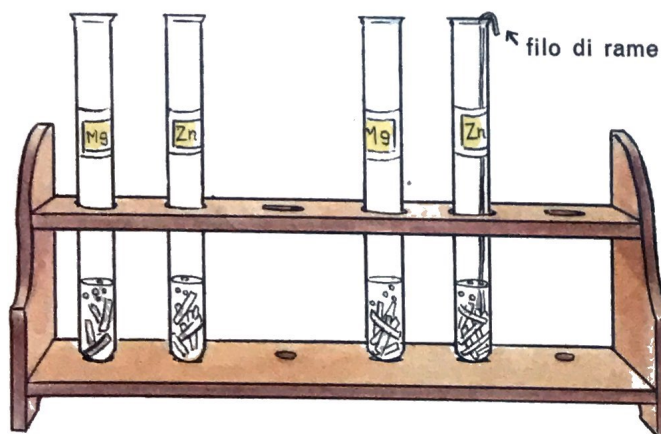
Tagliate un frammento di zinco. Tenetelo sulla fiamma. Brucia con fiamma verde-bluastra, e si forma ossido di zinco.

Osservate la tavola periodica degli elementi a pag. 66-67. Nella colonna IIA troverete il magnesio, nella colonna IIB lo zinco.

I gruppi in cui si trovano i due metalli hanno entrambi il numero romano II; questo indica che sono affini; il fatto però che siano separati in "sottogruppi" suggerisce che sotto certi aspetti differiscono.

Ritroviamo cioè due elementi analoghi come il sodio e il potassio.

Un atomo si combina con un atomo di ossigeno per formare l'ossido (MgO e ZnO) e un atomo sostituisce due atomi di idrogeno per formare un sale ($MgCl_2$ e $ZnCl_2$, per esempio). Ma in alcune delle loro reazioni, come vedrete in seguito, essi non si comportano similmente.

REAZIONE CON GLI ACIDI

Entrambi i metalli reagiscono con acidi deboli, anche con l'aceto: Mg con aceto freddo, Zn solo con aceto caldo. Versate una soluzione di g 1 di bisolfato di sodio in cc 10 d'acqua su Mg e Zn: Mg reagirà rapidamente, Zn lentamente. Toccate lo Zn con un filo di Cu. La reazione accelera.

SOSTITUZIONE DEL RAME

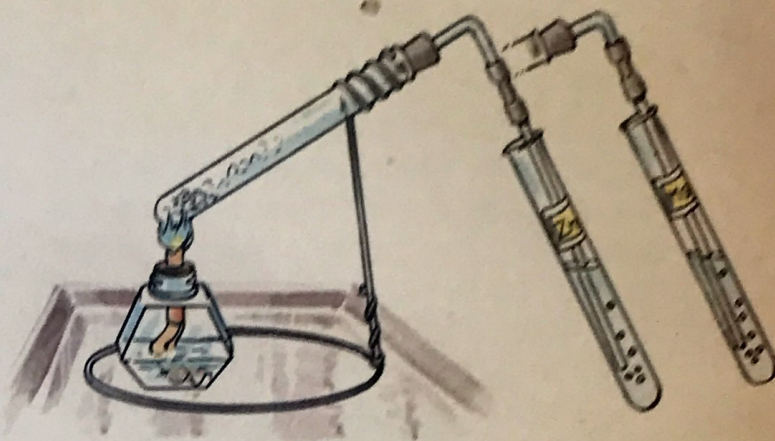
Sciogliete g 4 di solfato di rame in cc 40 d'acqua. Versate metà della soluzione sopra strisce di Mg, l'altra sopra trucioli di Zn. Il rame è spostato; Mg e Zn entrano in soluzione. Se userete sufficiente quantità di metalli scomparirà la colorazione blu del rame. Infatti $MgSO_4$ e $ZnSO_4$ sono incolori.

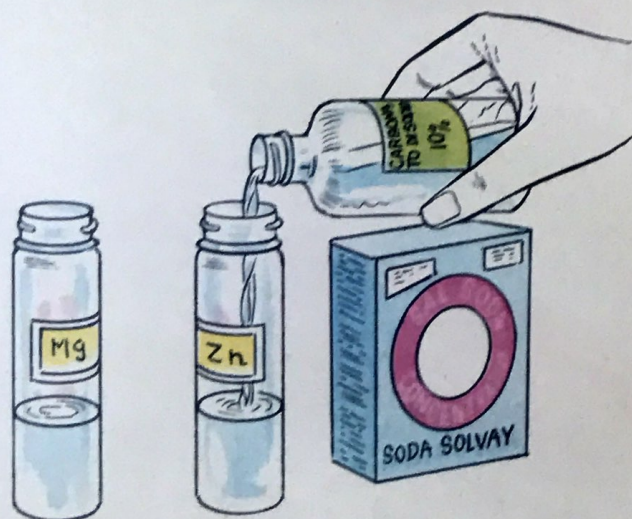
Prima della II Guerra Mondiàle, il magnesio aveva poche applicazioni – era usato soprattutto nella fotografia fatta col "flash", poiché brucia con una luce bianca, accecante. Ma grande divenne la sua importanza quando, col perfezionarsi della tecnica aeronautica, si fabbricarono aerei sempre piú leggeri.

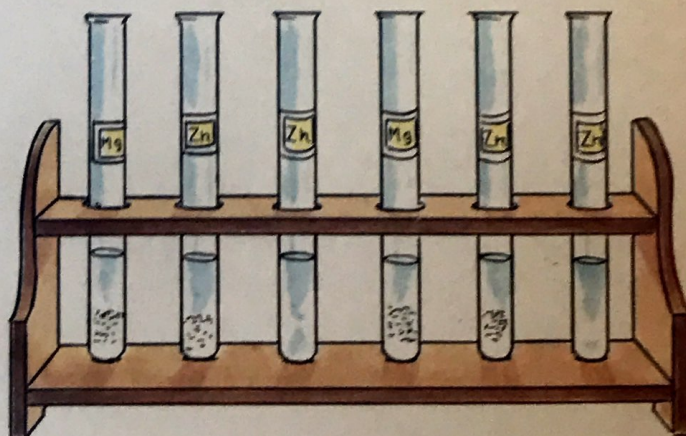
Questo metallo, unito in lega con altri metalli, forma infatti leghe leggere, quali il duralluminio (lega con alluminio, rame e manganese), il magnalio ed altri.

Alcuni composti del magnesio sono usati in medicina: il latte di magnesia ($Mg(OH)_2$) e il sale di Epsom ($MgSO_4 \cdot 7H_2O$) o sale inglese.

Lo zinco si trova in commercio in pani, in bastoncini o in granuli; è stato usato per molto tempo per rivestire secchi e tubi di ferro onde preservarli dalla ruggine: abbiamo cosí il "ferro zincato".

ZINCO E MAGNESIO CON H_2S

Preparate l'apparecchio per H_2S come a pag. 86. Fate gorgogliare l'H_2S nel cloruro di zinco diluito ($ZnCl_2$). Otterrete un precipitato bianco di ZnS. Portate H_2S in una soluzione di sale inglese, ($MgSO_4$). Anche qui otterrete un precipitato bianco, ma non di solfuro di magnesio, bensí di Mg $(OH)_2$.

PREPARAZIONE DEI CARBONATI

Sciogliete g 2 di sale inglese ($MgSO_4 \cdot 7\ H_2O$) in cc 20 d'acqua. Acquistate in una ferramenta una boccetta di cloruro di zinco (lo usano gli stagnai). Diluite cc 5 di cloruro di zinco con cc 15 d'acqua. Solubilizzate g 5 di carbonato di sodio (soda Solvay) in cc 50 d'acqua. Aggiungete un po' di questa soluzione alle altre due. In entrambi i barattoli otterrete un precipitato bianco pesante. Nel barattolo del magnesio si avrà il carbonato di magnesio ($MgCO_3$); nel barattolo dello zinco risulterà un carbonato di zinco e si libererà CO_2.

PREPARAZIONE DEGLI IDROSSIDI

Aggiungete una soluzione di idrossido di sodio a una di solfato di magnesio. Si formerà Mg $(OH)_2$ bianco. Aggiungete un po' di NaOH al cloruro di zinco diluito ($ZnCl_2$). Si formerà Zn $(OH)_2$. Aggiungete ancora NaOH. Il precipitato si scioglierà con formazione di zincato di sodio ($Na_2\ ZnO_2$). Aggiungete ammoniaca (idrossido d'ammonio) a una soluzione di solfato di magnesio. Si formerà Mg $(OH)_2$. Aggiungete una piccola quantità d'ammoniaca al cloruro di zinco diluito. Si formerà $Zn(OH)_2$. Aggiungetene ancora. Lo $Zn(OH)_2$ si scioglierà formando un composto con NH_3.

Simbolo Al. Elemento 13. Peso atomico 26,98. Densità 2,70. Metallo bianco-argenteo, duttile, malleabile. Anfotero. Brucia nell'ossigeno con fiamma bianca.

ALLUMINIO

L'alluminio è uno dei metalli piú importanti della Terra. È di colore bianco, quasi argenteo, leggero; puro è inalterabile all'aria; conduce bene l'elettricità. È molto usato nelle costruzioni aeronautiche e nell'industria automobilistica, in quanto è il componente principale delle leghe leggere. Viene impiegato per le condutture elettriche, per la fabbricazione di utensili fra i quali le pentole da cucina e anche, essendo assai malleabile, per fare lamine sottilissime con cui avvolgere sostanze alimentari; è pure usato come disossidante in metallurgia e nell'*alluminotermia* per saldature di acciai.

L'alluminio fu scoperto soltanto nel 1825, quando uno scienziato danese, Hans Christian Orsted, lo isolò dal cloruro d'alluminio ($AlCl_3$). Per molti anni però, i processi per estrarlo furono cosí costosi che il suo prezzo era quasi pari a quello dell'oro e dell'argento.

Un puntale di alluminio fu posto sulla cima del monumento a Washington e fu considerato una vera rarità.

Pochi anni piú tardi, un chimico americano, Charles Martin Hall, trovò un procedimento per produrlo a buon mercato sfruttando l'ossido di alluminio (Al_2O_3). Da allora l'alluminio è divenuto uno dei metalli piú usati.

I sali di alluminio vengono impiegati in farmacia; l'idrossido ($Al(OH)_3$) serve come mordente in tintoria, perché con alcune sostanze coloranti forma lacche insolubili.

L'alluminio si prepara oggi per elettrolisi dell'ossido puro, che si ricava dalla bauxite, sciolto in un bagno di criolite.

Anche la criolite è un sale di alluminio e precisamente un fluoruro di alluminio e sodio. La miscela di allumina e criolite viene introdotta nel forno elettrico dove fonde per il calore prodotto dalla corrente; quindi viene decomposta dalla corrente stessa e il metallo si depone sul pavimento di carbone che funziona da catodo (è cioè elettrizzato negativamente). L'anodo inve-

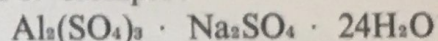
ce è costituito da piastre di carbone ad immersione. Potete osservare nella figura di questa pagina una sala di forni elettrici per la metallurgia dell'alluminio.

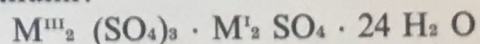
La produzione italiana di alluminio era molto forte prima della seconda Guerra Mondiale. Poi, con la perdita delle miniere di bauxite dell'Istria, si è dimezzata.

L'alluminio si trova anche in natura, come ossido, e in molti silicati; la bauxite ($Al_2O_3 \cdot nH_2O$), ad esempio, è un ossido d'alluminio idrato.

L'argilla, invece, è un silicato di alluminio. Come chimici è importante sappiate che l'alluminio è un elemento "anfótero", il che significa che può formare non solo una base ($Al(OH)_3$), ma anche un acido (H_3AlO_3).

Ricordate poi che il solfato di alluminio tende ad unirsi coi solfati dei metalli alcalini (Na, K) per dare sali doppi, chiamati allumi. Per esempio:

$$Al_2(SO_4)_3 \cdot Na_2SO_4 \cdot 24H_2O$$

Vengono chiamati allumi anche tutti quei sali che presentano la stessa composizione, dove però, in luogo dell'alluminio, si abbia un altro metallo trivalente. Si è stabilita quindi una formula generale degli allumi:

$$M^{III}_2 (SO_4)_3 \cdot M^{I}_2 SO_4 \cdot 24 H_2 O$$

Con la lettera M^{III} si indica appunto il metallo trivalente e con M^{I} il monovalente.

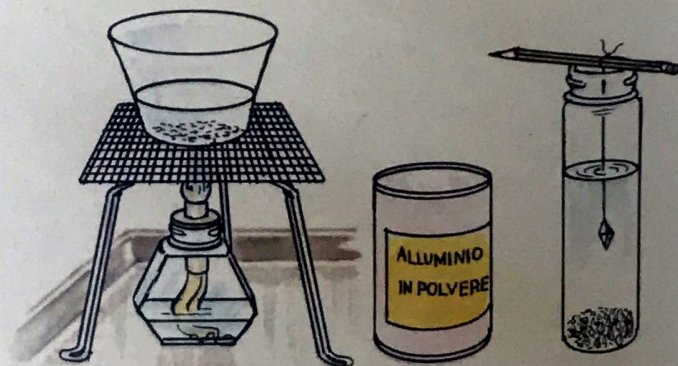
ALLUMINOTERMIA
E COMBUSTIONE DELL'ALLUMINIO

Il processo dell'alluminotermia, detto anche processo Goldschmidt dal nome del suo inventore, si basa sulla proprietà dell'alluminio di ridurre gli ossidi metallici producendo altissime temperature. Tale procedimento è usato, oltre che per la saldatura degli acciai, anche nella produzione di cromo, manganese e tungsteno. Il corindone (assai usato per la sua grande durezza, in siderurgia) risulta quale sottoprodotto di un processo alluminotermico.

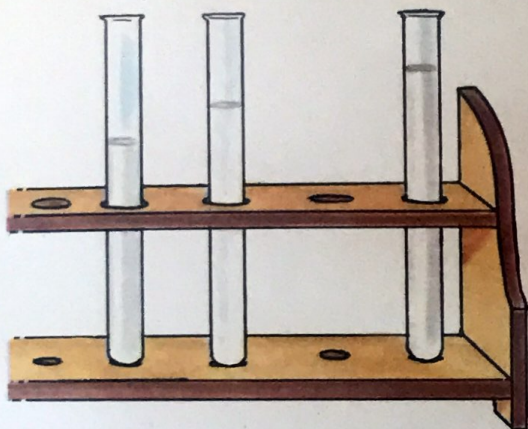
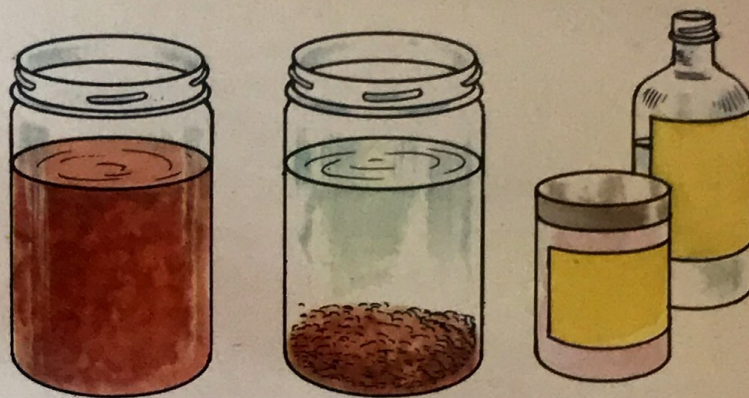
Per sincerarvi del modo con il quale brucia questo metallo, procuratevi un po' di polvere d'alluminio limandola da una vecchia pentola. Lasciatela cadere sulla fiamma del bruciatore; potrete così osservare che l'alluminio brucia facendo scintille.

SOLUBILIZZAZIONE

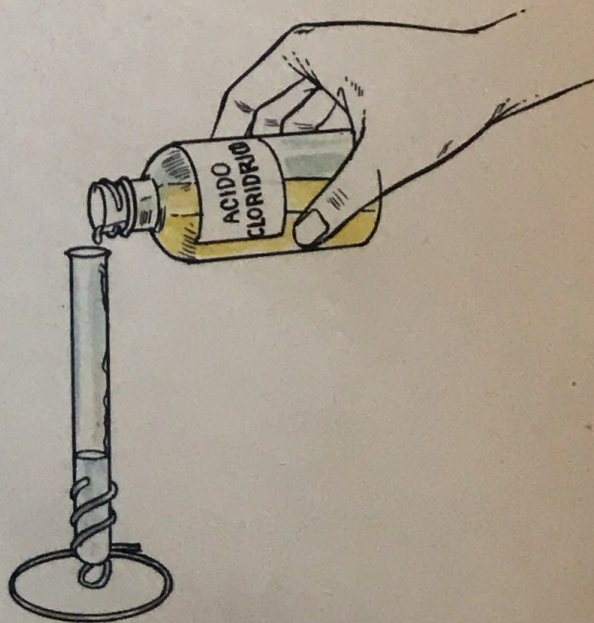
Tagliate un foglio d'alluminio in piccole strisce e lasciatele cadere in un po' di acido cloridrico diluito. Si libererà idrogeno e si formerà cloruro d'alluminio: $2\ Al + 6\ HCl \rightarrow 2\ AlCl_3 + 3\ H_2$. Lasciando cadere strisce d'alluminio in una soluzione al 10% di idrossido di sodio ($NaOH$), l'idrogeno si libererà come nella reazione precedente e si formerà alluminato di sodio ($NaAlO_2$).

CRISTALLI DI ALLUME

Fate intiepidire l'acqua, versateci l'allume di potassio o di ammonio e agitate così da sciogliere la maggior quantità possibile del sale. Filtrate e lasciate raffreddare lentamente. Con un paio di pinzette estraete delicatamente alcuni cristalli tra i migliori formatisi. Filtrate la soluzione e in essa immergete i cristalli estratti legati ad un filo (meglio un capello). Osserverete, col passare dei giorni, la loro crescita.

PREPARAZIONE DELL'IDROSSIDO

PURIFICAZIONE DELL'ACQUA

Sciogliete g 1 di allume in cc 10 d'acqua e aggiungete un po' di NaOH al 10%. Otterrete idrossido d'alluminio simile a gelatina, che si scioglierà se aggiungerete altri cc di NaOH. La stessa reazione avviene con ammoniaca ma l'$Al(OH)_3$ non si scioglie in eccesso di NH_3.

In due barattoli da l 0,5 versate acqua e un cucchiaino di terra. Agitate. Se nel secondo barattolo sciogliete 1/2 cucchiaino di allume e aggiungete un cucchiaino di ammoniaca, osserverete che la terra sospesa si depositerà sul fondo più rapidamente che nel primo.

ALLUME E SODA

Preparate due soluzioni separate: la prima sciogliendo 1/4 di cucchiaino di allume in cc 20 d'acqua; la seconda unendo 1/4 di cucchiaino di soda a cc 20 di acqua. Si forma un precipitato che potrebbe essere carbonato. Ma lo è veramente? Filtrate il precipitato e lavatelo sul filtro ripetutamente con acqua. Dopo il lavaggio prelevate il precipitato e introducetelo in una provetta, quindi aggiungete pochi cc di acido cloridrico. Se si trattasse di un carbonato si dovrebbe produrre effervescenza in seguito a formazione di anidride carbonica (CO_2); dal momento che non si nota affatto alcuna effervescenza dobbiamo concludere che il precipitato non è un carbonato. Non esistono carbonati di alluminio in natura. Nella reazione che avete eseguita avrete notato che l'allume ha reagito con la soda formando idrossido d'alluminio.

MANGANESE

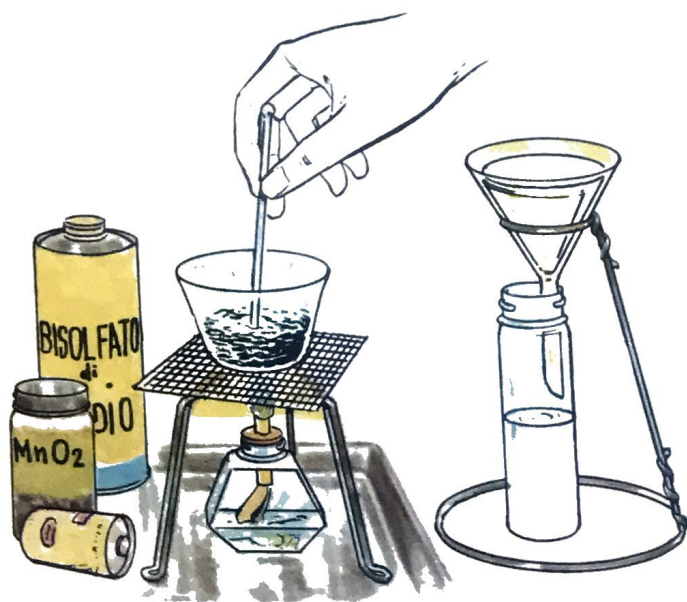
Simbolo Mn. Elemento 25. Peso atomico 54,94. Densità 7,44. Metallo grigio-argenteo, con sfumature rossastre. Reagisce con acqua. I suoi composti con l'ossigeno si comportano come ossidi e come anidridi.

Il manganese è un metallo diffuso in natura in combinazione con l'ossigeno. Il biossido di manganese era noto agli alchimisti che lo denominavano: *magnesia nera*.

Plinio accenna al suo impiego nella preparazione del vetro; ma la vera natura di questo composto fu chiarita dalle famose ricerche di Scheele (1774) che ne riconobbe il carattere di ossido di un metallo peraltro non ancora noto.

Il manganese ha un'importante applicazione industriale: se unito all'acciaio forma una lega – "acciaio al manganese" – cosí dura che viene usata per pezzi meccanici esposti a notevole logorio.

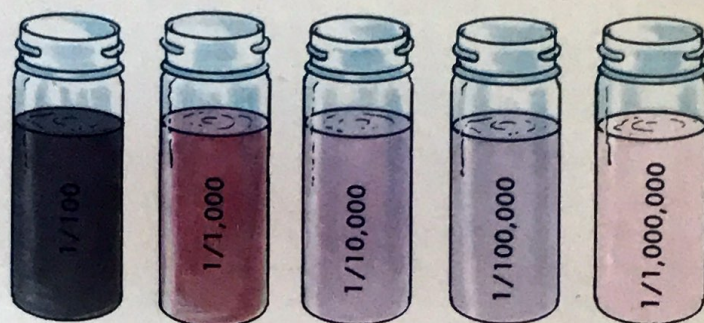
Il minerale piú comune da cui si estrae il manganese è la "pirolusite". È biossido di manganese (MnO_2) e voi già conoscete questo composto perché lo avete trovato nella batteria delle pile e lo avete usato in molti dei vostri esperimenti chimici; lo si usa molto come catalizzatore in diverse reazioni chimiche. Dal biossido si ottiene il metallo per riduzione (privandolo dell'ossigeno); agisce da riduttore la polvere di alluminio (processo Goldschimdt).

DAL BIOSSIDO IL SOLFATO

A cc 10 di acqua unite g 2 di biossido di manganese, g 6 di bisolfato di sodio. Mescolate e scaldate leggermente. Si libererà tumultuosamente ossigeno. Aggiungete cc 30 d'acqua. Filtrate. Il filtrato conterrà solfato di manganese e solfato di sodio.

DAL SOLFATO L'IDROSSIDO

Trattate metà della soluzione di solfato di manganese che avete preparato con NaOH al 10%. Aggiungete idrossido pian piano sino a che non si forma piú precipitato. Il precipitato biancastro di Mn $(OH)_2$ si ossida tosto in MnO $(OH)_2$, bruno.

I composti del manganese hanno svariati colori: neri, bruni, bianchi, rosa, rossi, viola e verdi. Lavorando con questi composti, le vostre dita e gli oggetti di vetro diventeranno bruni; potrete liberarvi facilmente di questo colore usando acido cloridrico diluito. Risciacquate poi abbondantemente con acqua.

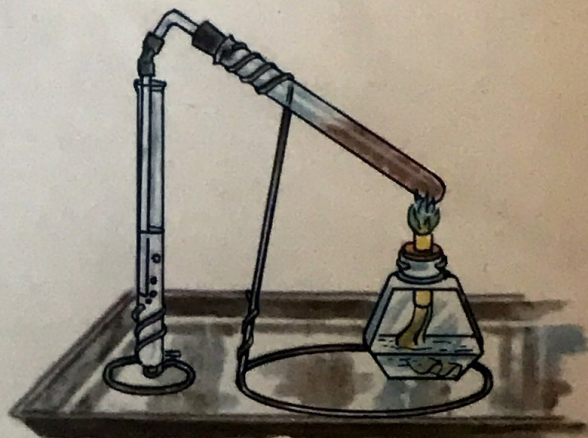
ESPERIMENTI COL PERMANGANATO DI POTASSIO

Il $KMnO_4$ vi dimostrerà quanto siano piccole le molecole. Sciogliete g 0,5 di $KMnO_4$ in cc 50 d'acqua. Otterrete una soluzione all'1 per 100 o 1/100. Diluite cc 5 di questa soluzione con cc 45 d'acqua: avrete una soluzione all'1 per 1000, o 1/1000. Di questa cc 5 in cc 45 d'acqua danno una soluzione 1/10000; di questa cc 5 in cc 45 d'acqua danno una soluzione 1/100000. Diluendo ancora, otterrete la soluzione 1/1000000, il cui colore è dovuto alla presenza di piú di 600.000.000.000.000.000 molecole di $KMnO_4$.

DAL SOLFATO IL CARBONATO

Trattate la seconda porzione della soluzione con una soluzione di g 4 di carbonato di sodio in cc 10 di acqua. Otterrete un precipitato bianco di carbonato di manganese ($MnCO_3$).

DAL CARBONATO IL CLORURO

Lasciate depositare il carbonato di manganese. Filtrate. Trattate il precipitato con acido cloridrico a gocce finché si sia sciolto. Dalla reazione risulterà cloruro di manganese ($MnCl_2$).

DAL CLORURO IL SOLFURO

Preparate l'apparecchio per svolgimento di acido solfidrico (vedi pag. 86). Versate in una provetta la soluzione di $MnCl_2$. Diluite se necessario. Fate gorgogliare H_2S. Avrete solfuro di manganese.

LE OSSIDO-RIDUZIONI

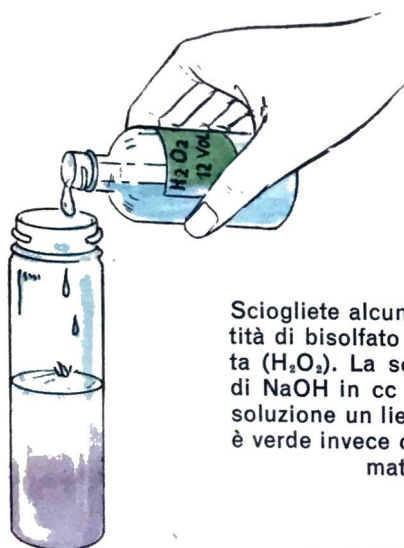
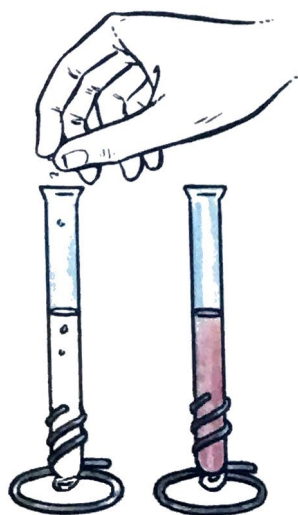
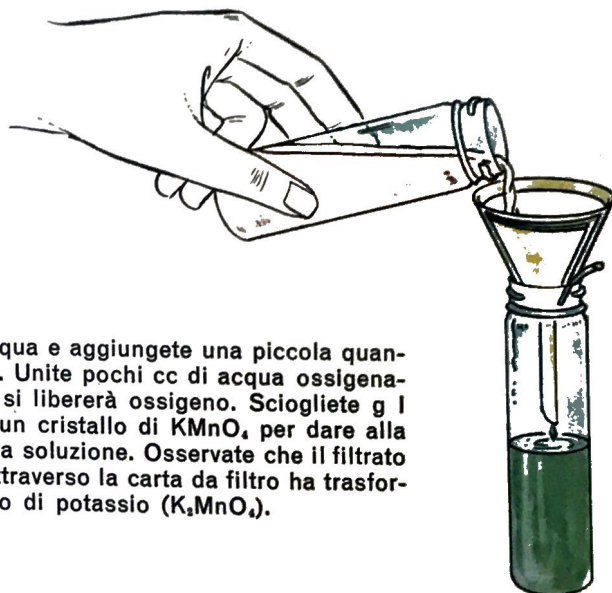
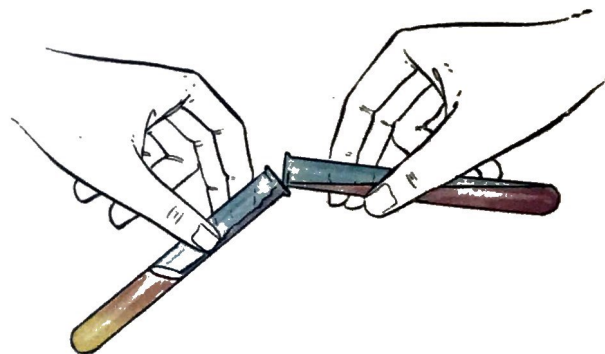
Sono reazioni di ossidazione tutte quelle trasformazioni che conducono ad un aumento del grado di valenza. Un elemento od un composto si ossidano se fissano ossigeno, se perdono idrogeno, se un elemento passa da una valenza di grado inferiore ad una valenza di grado superiore.

La riduzione è, in un certo senso, la reazione opposta: un composto o un elemento si riducono quando cedono ossigeno; quando acquistano idrogeno, quando un elemento passa da una valenza superiore ad una valenza inferiore.

Una reazione di ossidazione è sempre accompagnata da una reazione di riduzione.

Se consideriamo infatti un composto N, che per azione del composto NO, si trasformi secondo l'equazione:

$$M + NO \rightarrow MO + N$$

è evidente che ha avuto luogo una reazione di ossidazione del composto M e una reazione di riduzione del composto NO.

Sciogliete alcuni cristalli di $KMnO_4$ in acqua e aggiungete una piccola quantità di bisolfato di sodio (per acidificare). Unite pochi cc di acqua ossigenata (H_2O_2). La soluzione si decolorerà e si libererà ossigeno. Sciogliete g 1 di NaOH in cc 50 d'acqua. Aggiungete un cristallo di $KMnO_4$ per dare alla soluzione un lieve colore rosso. Filtrate la soluzione. Osservate che il filtrato è verde invece che rosso. Il passaggio attraverso la carta da filtro ha trasformato il $KMnO_4$ in manganato di potassio (K_2MnO_4).

Sciogliete un piccolo cristallo di solfato di ferro (solfato ferroso, $FeSO_4$) in una provetta contenente cc 5 d'acqua. Sciogliete due cristalli di $KMnO_4$ in cc 5 d'acqua. Goccia a goccia versate la seconda soluzione nella prima. A poco a poco il solfato ferroso verde si ossiderà in solfato ferrico bruno [$Fe_2(SO_4)_3$]

FERRO

Simbolo Fe. Elemento 26. Peso atomico 55,85. Densità 7,86. Metallo bianco-grigio. Duttile, malleabile. Reagisce con quasi tutti gli acidi liberando idrogeno, e all'aria umida formando la ruggine.

Il ferro è un metallo che ha la proprietà di essere magnetico – cioè di essere attratto e influenzato da una forza chiamata magnetismo. Se toccherete con un magnete svariati oggetti di casa, noterete con sorpresa che un gran numero di essi contengono ferro. Per esempio il frigorifero, la macchina da cucire, il fornello di cucina, i chiodi delle pareti, gli aghi e gli spilli. Se poi uscirete di casa e vi guarderete intorno, sarete ancora piú sorpresi osservando in quante e quali cose questo metallo è impiegato (specie sotto forma di acciaio): ponti, ferrovie, navi, automobili, macchinari di tutte le specie.

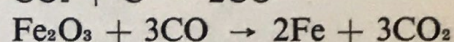
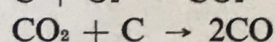
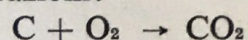
L'Italia è assai povera di minerali di ferro; i giacimenti nostri piú notevoli si trovano nel Grossetano, nell'isola d'Elba e in Val d'Aosta. Dal 1952 l'Italia fa parte della C.E.C.A. (Confederazione europea del Carbone e dell'Acciaio) e riceve ferro e carbone dai paesi confederati a buone condizioni economiche.

La siderurgia, o metallurgica del ferro, ha inizio con l'estrazione del ferro dai suoi minerali. Tale estrazione avviene per mezzo dell'azione riducente che esplica il carbonio portato ad alta temperatura sugli ossidi di ferro. La riduzione avviene negli altiforni, costruzioni di terra refrattaria di 20 o 30 metri, formate da due tronchi di cono riuniti per le basi maggiori e protetti e sostenuti da potenti intelaiature metalliche.

Il minerale frantumato viene introdotto nel forno insieme col fondente. La carica del minerale è alternata con quella del riducente: il coke. Attraverso la miscela viene spinto un getto d'aria calda. Il coke brucia trasformandosi in anidride carbonica. Questa, con altro coke, forma ossido di carbonio il quale riduce l'ossido di ferro in ferro metallico. Avvengono le seguenti reazioni:

$C + O_2 \rightarrow CO_2$

$CO_2 + C \rightarrow 2CO$

$Fe_2O_3 + 3CO \rightarrow 2Fe + 3CO_2$

Dal ferro fuso versato negli stampi si ottiene la "ghisa di prima fusione", che è fragile e contiene circa il 5% di carbonio.

Per trasformarla in ferro dolce e in acciaio si deve eliminare il carbonio che contiene e a tale scopo viene sottoposta al processo Bessemer o al processo elettrico Martin Siemens. Quest'ultimo è oggi assai piú usato del precedente, essendo piú economico e potendosi con esso impiegare anche rottame di ferro. Tale processo è preferito in Italia in quanto evita un gran consumo di carbone impiegando invece energia elettrica. Le proprietà fisiche e tecniche dell'acciaio e dei prodotti siderurgici in genere non dipendono solo dal contenuto in carbonio ma anche dalle condizioni di temperatura e di "tempera" a cui è avvenuta la lavorazione.

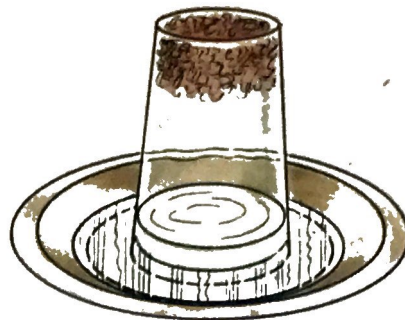
Se oltre al carbonio essi contengono altri elementi, acquistano proprietà speciali. Gli acciai al cromo, ad esempio, sono inossidabili, quelli al nichel pochissimo dilatabili, quelli al vanadio resistenti agli urti.

Il ferro forma due serie di composti: nei sali ferrosi ciascun atomo di ferro sostituisce due atomi di idrogeno.

Nei sali ferrici ciascun atomo di ferro sostituisce tre atomi di idrogeno.

I sali ferrosi sono verdi e facilmente si ossidano in sali ferrici, bruno-rossi.

IL FERRO ARRUGGINISCE

Inumidite un batuffolo di sottile lana d'acciaio con aceto (per accelerare il processo) e fissatela sul fondo di un bicchiere che rovescerete in un piatto pieno di acqua. Dopo pochi giorni nel bicchiere il livello dell'acqua si alzerà. Il ferro avrà reagito con l'ossigeno e con il vapor d'acqua per formare la ruggine - $(Fe_2O_3)_2 . 3H_2O$.

PREPARAZIONE DI UN SALE FERROSO

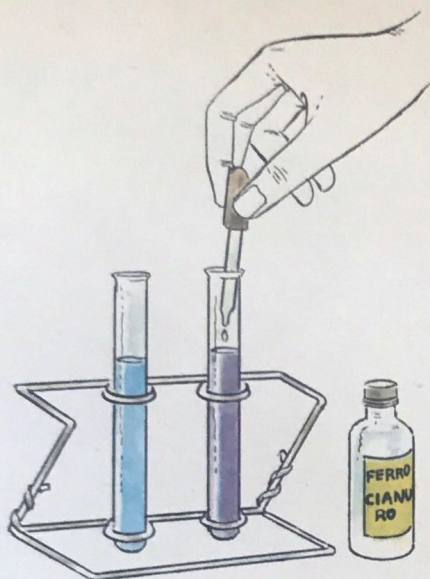
Versate acido cloridrico su lana d'acciaio. La lana si scioglie mentre si libera idrogeno. Filtrate la soluzione. Il filtrato di color verde pallido contiene cloruro ferroso ($FeCl_2$).

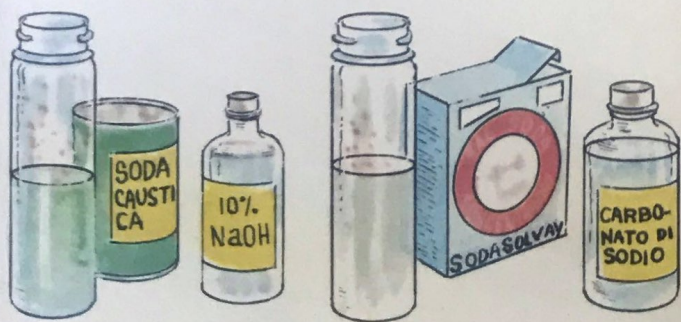
PREPARAZIONE DI UN SALE FERRICO

Preparate un apparecchio per svolgimento di cloro (pag. 62); nella bottiglia B dell'apparecchio versate la soluzione di cloruro ferroso che avete ottenuto con la precedente esperienza. Il cloro trasforma il $FeCl_2$ verde, in cloruro ferrico bruno ($FeCl_3$).

DAL SALE FERROSO IL FERRICO

Sciogliete g 0,5 di solfato ferroso in cc 50 d'acqua. Aggiungete alcuni cristalli di bisolfato di sodio per acidificare quindi acqua ossigenata. La soluzione verde chiara diventa bruno-rossastra perché H_2O_2 ha ossidato $FeSO_4$ in solfato ferrico ($Fe_2(SO_4)_3$).

SAGGI PER I SALI DI FERRO

In una provetta diluite con acqua pochi cc di soluzione di cloruro ferrico ($FeCl_3$). In un'altra diluite con acqua pochi cc di cloruro ferroso ($FeCl_2$). A ciascuna aggiungete alcune gocce di una soluzione ottenuta sciogliendo 1/4 di cucchiaino di ferrocianuro di potassio in cc 50 d'acqua. Il sale ferrico forma un precipitato blu scuro: blu di Prussia. Il sale ferroso dà un precipitato blu chiaro.

IDROSSIDO E CARBONATO

Alla soluzione di pochi grammi di $FeSO_4$ in cc 50 di acqua, aggiungete una soluzione di NaOH. L'idrossido ferroso ($Fe(OH)_2$) puro è bianco. Per le impurità otterrete invece un precipitato verde sporco che subito si ossiderà in idrossido ferrico bruno. Analogamente la soluzione di $FeSO_4$ con carbonato di sodio dovrebbe dare carbonato di ferro puro bianco, invece otterrete un precipitato fangoso verde-biancastro.

Cavi ad alta tensione che portano l'energia elettrica dalla centrale idroelettrica al fondo valle; essendo il rame un ottimo conduttore dell'elettricità ed essendo inoltre assai duttile, viene largamente impiegato per trasportare la corrente elettrica e solo limitatamente è stato sostituito negli ultimi anni dall'alluminio.

Simbolo Cu. Elemento 29. Peso atomico 63,54. Densità 8,97. Metallo di colore rossastro. Malleabile e duttile. Ottimo conduttore dell'elettricità.

Il rame è uno dei pochi metalli che si trovino liberi in natura. Per questo sin dai tempi piú antichi fu usato dall'uomo allo stato puro e in lega con lo stagno (altro metallo che si trova libero in natura). Questa lega, il bronzo, diede il nome a vari secoli di storia, che seguirono la sua invenzione, e che furono designati appunto col nome di "età del bronzo". Molte armi e utensili dell'età del bronzo sono state rinvenute in Grecia. Estratte dal suolo si presentavano ricoperte di una "ruggine" verde che fu chiamata verde-rame.

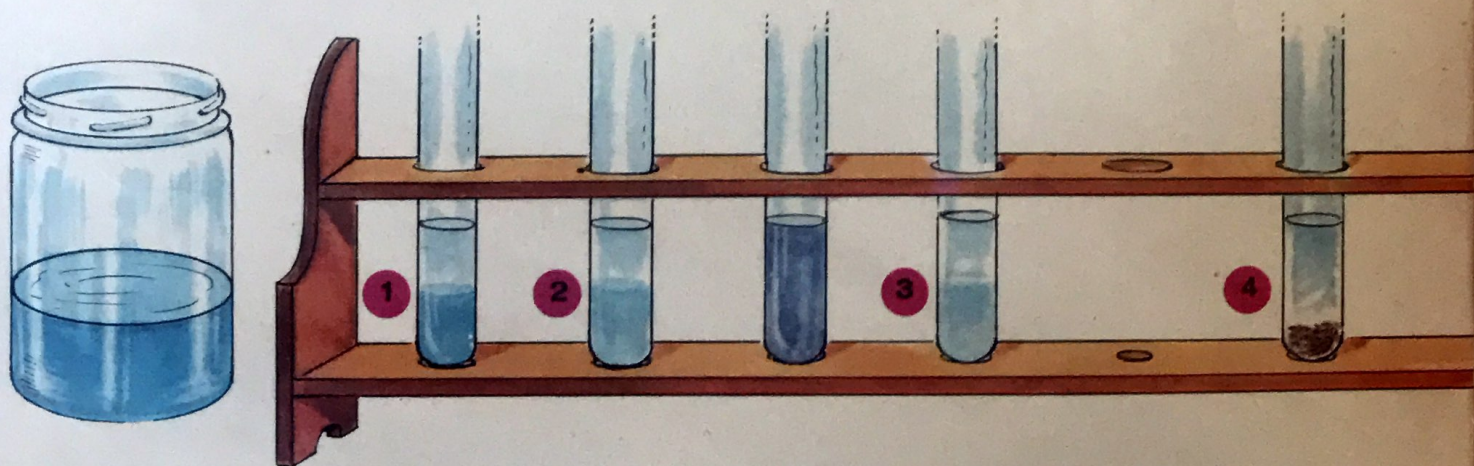
Tale patina non è altro che carbonato basico di rame e lo troverete sulle statue di bronzo o sulle guglie delle chiese rivestite di rame, esposte al vento e all'acqua. Il rame divenne particolarmente prezioso un secolo fa per le importanti scoperte che permisero di utilizzare l'elettricità. Dopo l'argento, infatti, il rame è il miglior conduttore d'elettricità e lo si usa oggi moltissimo per apparecchiature elettriche.

Oltre ad essere impiegato negli impianti elettrici, il rame serve per fare caldaie in galvanoplastica, ma soprattutto è usato in lega con altri metalli: con lo stagno a formare il bronzo, come si è già visto, con lo zinco a formare l'ottone, con lo zinco e il nichel a formare l'alpacca, e cosí via.

Il rame dà luogo a due serie di sali. Nei sali rameosi, un atomo di rame prende il posto di un atomo di idrogeno; nei sali rameici un atomo di rame prende il posto di due atomi di idrogeno.

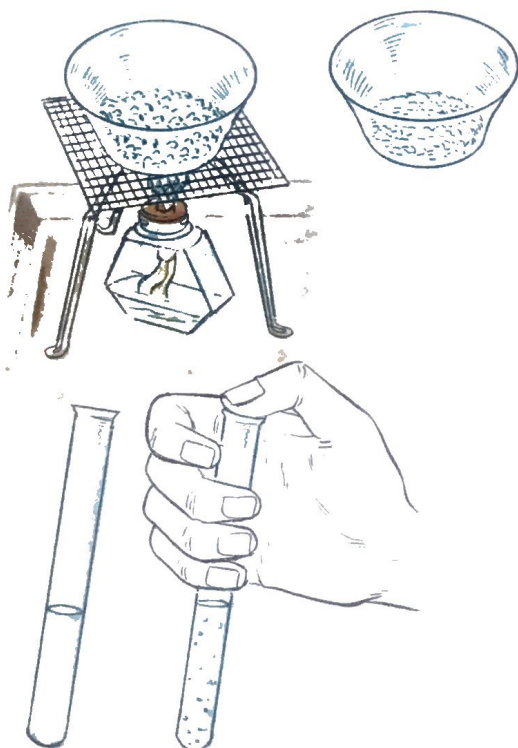
I sali rameosi (come il cloruro rameoso, $CuCl$) sono incolori. Invece i sali rameici (come il solfato di rame $CuSO_4 \quad 5H_2O$) hanno un colore blu vivo.

Tutti i composti del rame sono velenosi.

PREPARAZIONE DEI COMPOSTI DEL RAME

Sciogliete g 10 di solfato di rame in cc 100 d'acqua. Versate cc 5 di questa soluzione in ciascuna provetta.
1 - Nella prima una soluzione al 10% di $NaOH$ farà precipitare idrossido di rame di colore blu sporco ($Cu(OH)_2$).
2 - Con ammoniaca otterrete ancora $Cu(OH)_2$ che però si scioglierà in eccesso di NH_3 con colorazione blu scuro.
3 - Una soluzione di carbonato di sodio darà un precipitato di carbonato di rame blu-verde.
4 - Con acido solfidrico, fatto gorgogliare nell'ultima provetta, otterrete un precipitato nero di solfuro di rame.

DAL SALE RAMEICO IL SALE RAMEOSO

Nella provetta n 1 lasciate posare l'idrossido rameico, poi decantate il liquido e aggiungete HCl. Il precipitato si scioglierà e otterrete cloruro rameico ($CuCl_2$). Aggiungete pezzettini di filo di rame e fate bollire. Il cloruro rameico si trasformerà così in rameoso ($CuCl$). Se versate in molta acqua alcune gocce della soluzione calda, otterrete un precipitato bianco; infatti il cloruro rameoso è insolubile in acqua mentre il rameico è solubile.

SOLFATO DI RAME NELL'ANALISI CHIMICA

Il solfato rameico anidro è usato nelle analisi per provare se un liquido contiene acqua. Pestate alcuni cristalli di $CuSO_4$ e scaldateli mescolando sino ad ottenere una polvere bianca; introducete in provetta un po' di questa polvere e aggiungete tetracloruro di carbonio; non accade nulla, ma se aggiungete una goccia d'acqua si formano cristalli blu.

SOSTITUZIONE DEL RAME COL FERRO

Lasciate cadere alcuni chiodi nuovi in una soluzione di solfato di rame. Lasciate in riposo per mezz'ora. I chiodi si ricopriranno di rame metallico e la soluzione conterrà solfato ferroso.

SERIE DI SOSTITUZIONI

I metalli possono essere ordinati in serie. Ogni metallo della serie allontanerà il metallo che lo segue e verrà allontanato da quello che lo precede, che lo sostituirà nel sale. Osservate la serie di sostituzione a lato.

Potassio
Sodio
Calcio
Magnesio
Alluminio
Zinco
Cromo
Ferro
Nichel
Stagno
Piombo
Rame
Mercurio
Argento
Platino
Oro

Simbolo Ag. Elemento 47. Peso atomico 107,880. Densità 10,54. Metallo tenero, bianco, splendente. Può essere facilmente foggiato; è assai duttile. È il miglior conduttore dell'elettricità.

ARGENTO

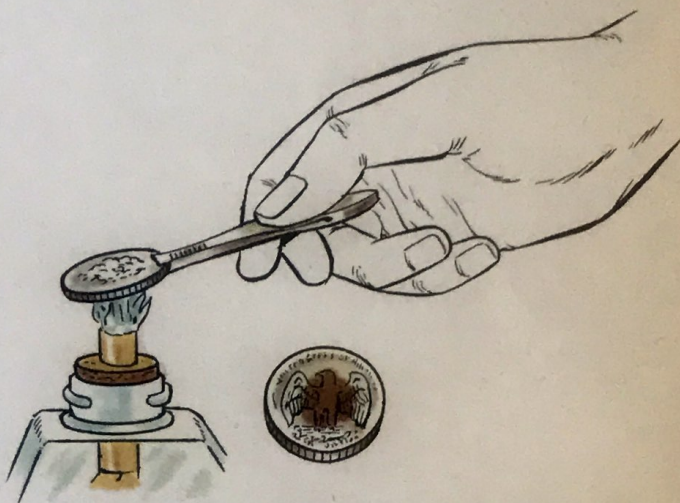
L'argento, come il rame e l'oro, si trova libero in natura, perciò fu noto all'uomo molto tempo prima che egli imparasse ad estrarre i metalli dai loro minerali. In alcuni minerali l'argento si trova associato ad altri metalli; l'Italia, ad esempio, possiede galene argentifere (la galena è solfuro di piombo) in Sardegna. Per ricavare l'argento dalla galena si fa fondere il minerale, convenientemente desolforato; quindi, per separare i due metalli (piombo e argento), si ricorre a vari processi, il piú usato dei quali è il processo Parkes che consiste nell'aggiungere zinco ai due metalli fusi. Lo zinco si lega con l'argento e con il riposo si porta in superficie, dove solidifica. Dalla lega di zinco e argento si allontana poi lo zinco per distillazione. Nel Messico si usa invece il processo di *amalgamazione* che consiste nel trattare il minerale argentifero con mercurio il quale si unisce all'argento formando un'amalgama (cosí si chiamano le leghe che il mercurio forma cogli altri metalli) dalla quale si estrae il mercurio per distillazione.

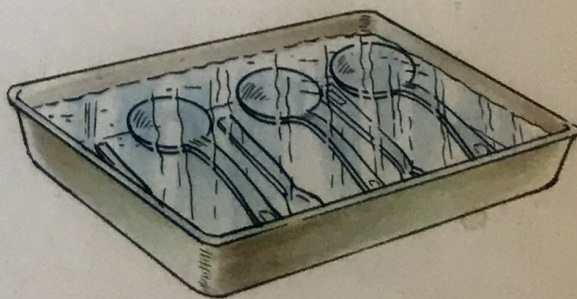
L'argento puro è assai tenero; per questo viene adoperato in lega con oro, rame o zinco. La lega usata per le monete contiene 7,5 parti di rame ogni 92,5 parti di argento. La lega piú usata dai gioiellieri ha il titolo 800/1000.

L'argento viene usato per argentare gli altri metalli e gli specchi.

È un metallo duttile, malleabile, che può essere perciò forgiato a piacere.

Nel procedimento fotografico viene applicata la proprietà che hanno alcuni sali d'argento (cloruri e bromuri) di essere decomposti dalla luce.

ARGENTO ANNERITO

L'argento annerisce quando è esposto ai vapori di zolfo. Mettere alcuni cristalli di tiosolfato di sodio su una moneta d'argento. Scaldate sino a fusione del tiosolfato, quindi lavate. L'argento sarà ricoperto di macchie di solfuro (Ag_2S) bruno-nero.

PULIZIA DELL'ARGENTO

Per pulire oggetti d'argento, metteteli in una bacinella d'alluminio con acqua e carbonato di sodio e portateli ad ebollizione. L'argento tornerà ad essere lucente. Potete anche fare un'altra esperienza rivestendo il fondo di una tazza pyrex con un foglio d'alluminio, sul quale porrete una moneta d'argento annerita. Riempite a metà la tazza con acqua e carbonato di sodio e fatela bollire lentamente. La patina scomparirà.

IN ALTO. Una macchina fotografica moderna.

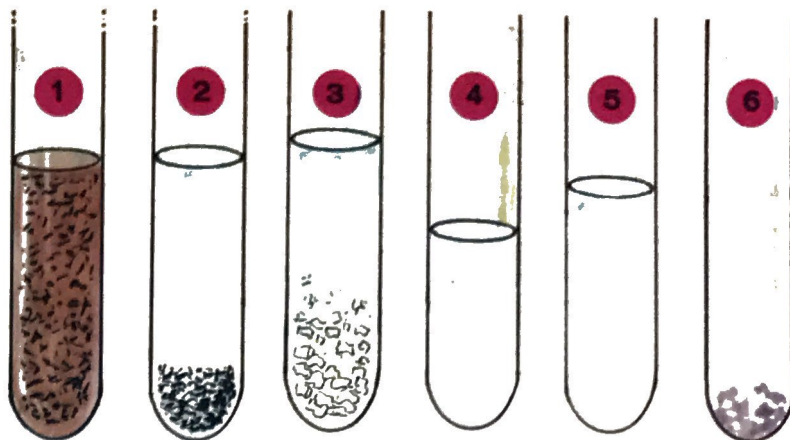
Piú di 150 tonnellate di argento sono impiegate ogni anno solo nella fabbricazione di pellicole cinematografiche.

Per fare una pellicola fotografica bisogna spargere un'emulsione di gelatina contenente AgBr sopra un foglio trasparente di cellulosa. Quando AgBr è esposto alla luce, si altera: $AgBr \rightarrow Ag + Br$. Nel bagno di sviluppo si completa l'azione della luce perché la scissione del bromuro in argento metallico e bromo diventa totale.

Dove la pellicola ha subito l'azione della luce, si deposita un velo nero d'argento, piú o meno fitto a seconda dell'intensità luminosa determinante i diversi toni di grigio delle fotografie. Si passa poi al fissaggio, al lavaggio e si fa asciugare la negativa, su cui le parti piú chiare del soggetto fotografato appaiono le piú scure per aver ricevuto maggior quantità di luce. Per avere l'immagine qual è al naturale, per passare cioè dalla negativa alla positiva, si segue una procedura analoga di esposizione, sviluppo, fissaggio, lavaggio, essiccazione.

Nella fabbricazione di pellicole cinematografiche si impiegano ogni anno piú di centocinquanta tonnellate d'argento. La fotografia comporta un'intera serie di processi chimici.

IN BASSO. Una ripresa cinematografica eseguita all'aperto.

COMPOSTI DELL'ARGENTO

Acquistate g 5 di nitrato d'argento in farmacia e scioglietelo in cc 50 d'acqua.

1 - A cc 5 di soluzione di nitrato d'argento ($AgNO_3$) aggiungete una soluzione di idrossido di sodio. Otterrete un precipitato bruno di ossido d'argento (non idrossido).

2 - A cc 5 di soluzione di $AgNO_3$ aggiungete ammoniaca. Il precipitato di ossido d'argento si scioglierà in eccesso di ammoniaca.

3 - A cc 5 di soluzione di $AgNO_3$ aggiungete una soluzione di sale da cucina ($NaCl$). Il precipitato denso che si formerà è cloruro d'argento ($AgCl$).

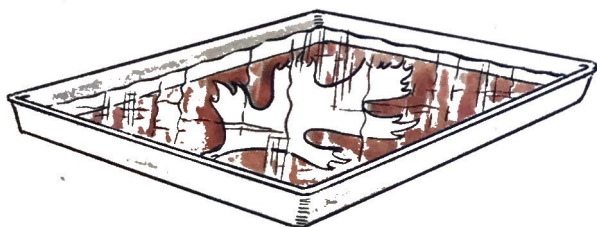
4 - Filtrate e dividete il precipitato in tre porzioni; alla prima aggiungete ammoniaca: $AgCl$ si scioglierà.

5 - Alla seconda aggiungete una soluzione di tiosolfato sodico. $AgCl$ si scioglierà.

6 - Mettete la terza porzione esposta al sole: diventerà viola per argento metallico.

FOTOGRAFARE SENZA MACCHINA FOTOGRAFICA

Acquistate da un fotografo alcuni fogli di « carta da stampa ». Lavorando nella semi oscurità, disponete su un foglio di compensato un foglio da stampa con la parte sensibile rivolta in su. Deponetevi sopra una foglia, quindi una lastra di vetro. Fissate con due mollette da bucato. Esponete al sole. La carta diventerà viola-nerastra (a destra).

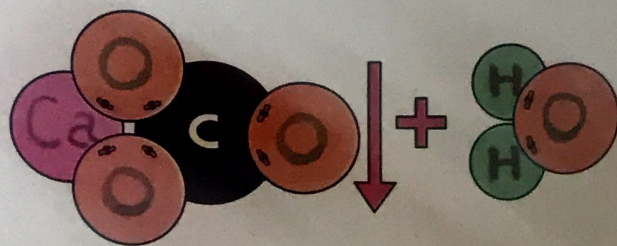
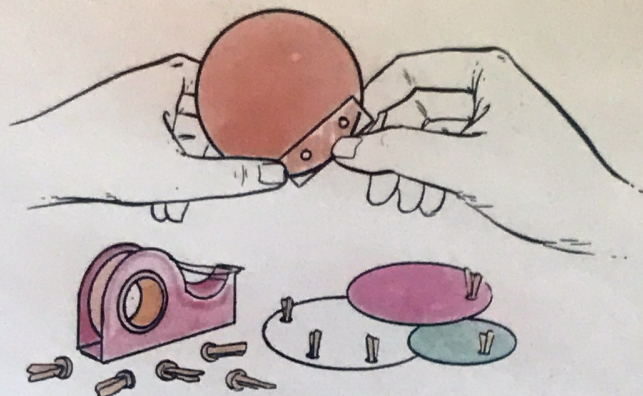
Fissate l'immagine della foglia in una soluzione di g 10 di iposolfito di sodio in cc 100 d'acqua. Dopo 5 minuti lavate con acqua corrente (in basso).

Asciugate la stampa all'aria sopra un giornale. Quando è asciutta appiattitela in un libro (a destra).

VALENZE E FORMULE

Osservando le formule chimiche, avrete notato che un atomo d'idrogeno si combina con un atomo di cloro (HCl), due atomi di idrogeno con un atomo di ossigeno (H_2O) e tre atomi d'idrogeno con uno di azoto (NH_3). La capacità che ha un atomo di legarsi con altri atomi è la sua valenza (dal latino "valentia", forza).

Poiché nessun atomo ha una valenza inferiore a quella dell'idrogeno, si usa l'idrogeno come unità e gli si assegna la valenza 1. Due atomi di idrogeno si combinano con uno di ossigeno, perciò l'ossigeno avrà valenza 2. L'azoto ha valenza 3. Due atomi di ossigeno si combinano con un atomo di carbonio per formare CO_2. Il carbonio avrà valenza 4. La tabella di pag. 123 indica le valenze degli elementi piú noti. La maggior parte dei simboli indicano elementi, ma alcuni indicano "radicali", cioè gruppi di atomi che compaiono uniti nelle reazioni chimiche, come il radicale ammonio (NH_4) che si comporta come un metallo, e il radicale dell'acido solforico che

Con fogli di cartone colorato eseguite molti cerchi ritagliandoli in tre misure diverse. Con una pinza fate i buchi necessari per indicare le valenze.

Queste formule di struttura mostrano ciò che accade quando bruciate il carbonio e controllate la presenza di CO_2. Un atomo di carbonio (con 4 valenze positive) si combina con due atomi di ossigeno (ciascuno con 2 valenze negative) per formare una molecola di CO_2 (la freccia rivolta in su indica che è un gas). Una molecola di anidride carbonica si combina con una molecola di idrossido di calcio per formare una molecola di carbonato di calcio (la freccia rivolta in giú indica che è un precipitato) e una molecola di acqua.

Inserite «chiodini ferma-campione» nei fori corrispondenti alle valenze e fissateli con nastro adesivo.

Scrivete il nome degli elementi con matite colorate.

ALCUNE VALENZE COMUNI					
Valenze positive			Valenze negative		
Simbolo	Valenza	Cerchio	Simbolo	Valenza	Cerchio
Ag	+1	A	Cl	−1	A
Al	+3	C	I	−1	A
B	+3	C	N	−3	B
C	+4	C	O	−2	B
Ca	+2	B	S	−2	C
Cu	+1 +2	B			
Fe	+2 +3	B			
H	+1	A			
K	+1	A			
Mg	+2	B			
Mn	+2	B	CO_3	−2	B
Na	+1	A	NO_3	−1	A
S	+4 +6	C	OH	−1	A
Si	+4	C	SO_3	−2	B
NH_4	+1	A	SO_4	−2	B

entra nella composizione dei sali (SO_4).

Notate che alcune valenze hanno i segni piú (+), altre i segni meno (—).

Quando componete una formula, in essa deve esserci lo stesso numero di piú e di meno. Un solo atomo di idrogeno, con un piú (H^+) e un atomo di ossigeno con due meno (O^{--}) non potrebbero formare la molecola neutra: ci vogliono due atomi di idrogeno per legarli con un atomo di ossigeno. Similmente il carbonio che ha +4 (C^{++++}) richiede 2 O (O^{--}) per bilanciare elettricamente. Per comprendere chiaramente le formule chimiche fatevi un campionario di modelli di atomi, come mostrato in queste pagine.

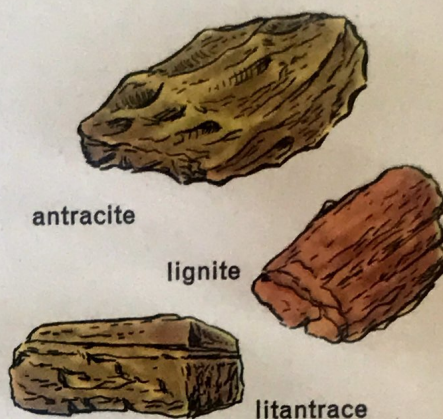
Lo zolfo ha valenza 2 nel H_2S, ha valenza 4 (+ 4) in SO_2, 6 (+ 6) in SO_3 e nell'acido solforico (H_2SO_4). Nel fare il cerchio per lo zolfo potete indicare queste valenze con due fori vuoti e sei chiodini. Invece di usare un cerchio dello zolfo e quattro dell'ossigeno per indicare un solfato, potete fare un cerchio unico che rappresenti il radicale dell'acido solforico (SO_4) con due valenze negative.

CARBONIO

Simbolo C. Elemento 6. Peso atomico 12,011. Si trova in natura come diamante (densità 3,52), come grafite (densità 2,25) e come carbone. Il diamante brucia nell'ossigeno, il carbone nell'aria.

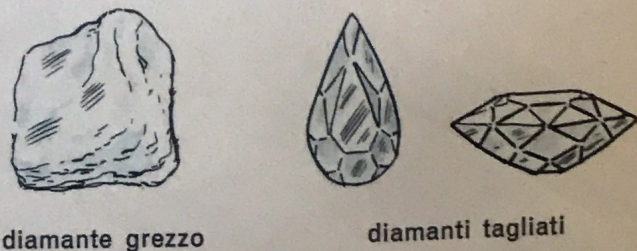
Il carbonio è un elemento che si trova in tutti gli esseri viventi – piante e animali – e in molti composti inorganici. Si trova nello zucchero bianchissimo e nella rosa rossa, nella mela verde, in centinaia di migliaia di composti prodotti dalla natura e in molte altre migliaia creati in laboratorio. La fuliggine di una candela fumante è carbonio quasi puro; carbonio purissimo è la grafite che forma la "mina" della matita e il diamante che orna l'anello prezioso. Gli antichi Romani chiamavano "carbo" la roccia nera combustibile che è il nostro carbone. Tutto il carbone estratto dal sottosuolo deriva da piante vissute in lontane ere geologiche: cicadee, conifere, licopodiacee, che si svilupparono rigogliosamente grazie al clima caldo e umido in un'atmosfera ricca di anidride carbonica. Attraverso i secoli, imponenti fenomeni tettonici e orogenetici portarono al seppellimento di queste foreste e strati e strati di terra e di roccia gravarono su di essi. Il legno delle piante sepolte, costituito essenzialmente di cellulosa, per il calore, le pressioni fortissime e pare anche per fermentazioni dovute a microrganismi, si decompose e si formarono i combustibili fossili, il piú antico dei quali, l'antracite, è il piú ricco in carbonio (93-95%) e non conserva affatto la struttura fibrosa del legno.

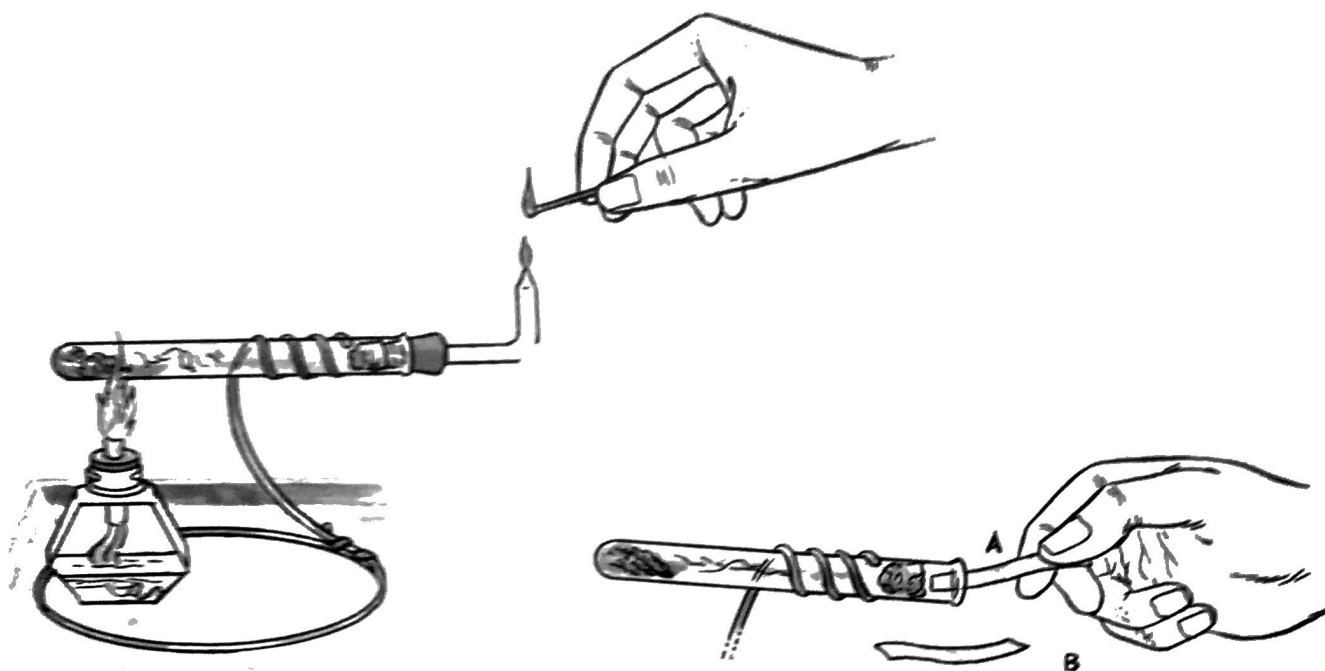
Il litantrace, formatosi nell'era primaria e secondaria, è il piú importante dei combustibili poiché, pur essendo meno carbonizzato dell'antracite, contiene prodotti volatili per cui, scaldato fuori del contatto dell'aria, sviluppa gas combustibili e lascia come residuo il coke, carbone artificiale usato nella metallurgia del ferro. Altri combustibili fossili sono la lignite e la torba, quest'ultima molto umida.

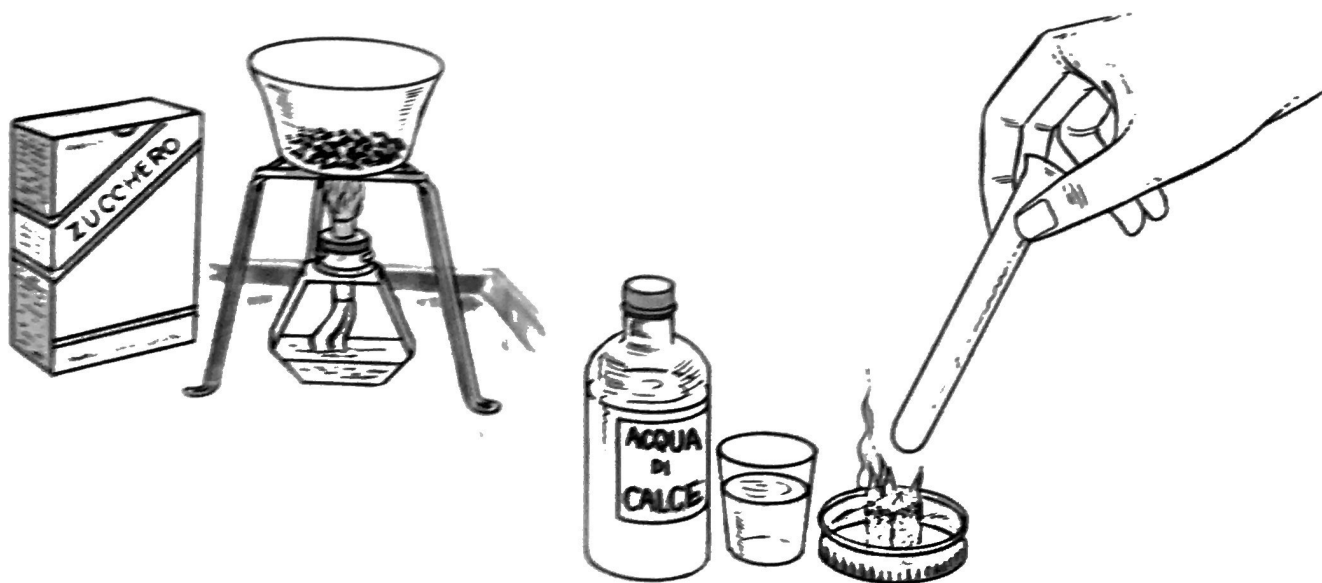
FORME DEL CARBONIO

L'antracite è il carbone piú duro; il litantrace è meno compatto e la lignite è di colore bruno.

La grafite è una forma di carbonio. In ordine di formazione è il carbone piú antico. Non è un combustibile. È tenera, untuosa al tatto.

diamante grezzo

diamanti tagliati

Il diamante è carbonio purissimo; è la sostanza piú dura che si conosca.

DISTILLAZIONE

In una distillazione comune (vedi pag 102) un prodotto chimico viene purificato. In una distillazione a secco una sostanza è scissa in diversi prodotti chimici. Opererete ora una distillazione a secco del litantrace introducendo in provetta una piccola dose di litantrace polverizzato (o se volete operare una distillazione del legno, frammenti di fiammiferi di legno privi di capocchia). Chiudete la bocca della provetta con un batuffolo di cotone, quindi con un tappo in cui è infilato un tubo di vetro con punta a getto. Scaldate il tubo e noterete lo sviluppo di densi vapori. Potete accenderli alla punta del getto (gas combustibili). Il cotone si colorerà per il catrame che si condensa dopo distillazione. Interrompete il riscaldamento. Togliete il tappo e portate alla bocca della provetta una cartina di tornasole inumidita. Se avete distillato carbone, la cartina di tornasole rossa diventerà blu per l'ammoniaca (A). Se avete distillato legno, il tornasole blu virerà al rosso per l'acido acetico (B). Il carbone sarà diventato il coke; mentre il legno, carbone di legna.

CARBONIO NELLO ZUCCHERO

Scaldate un cucchiaino di zucchero in una tazza pyrex. Dapprima lo zucchero fonderà, poi diventerà bruno « caramello », quindi emanerà densi vapori (gas combustibili: potrete accenderli). Il residuo sarà carbonio puro. Strofinate un quadretto di zucchero con ceneri di sigaretta (che agiscono da catalizzatori). Accendetelo e bagnate esternamente una provetta con acqua di calce. Tenetela sullo zucchero acceso; una patina di $CaCO_3$ mostra il formarsi di CO_2 nella fiamma.

COMPOSTI DEL CARBONIO

I chimici di circa due secoli fa facevano una netta distinzione fra composti organici e inorganici. Per composti organici si intendevano quelli prodotti da organismi viventi, cioè piante e animali; per composti inorganici quelli che non avevano mai avuto vita: rocce, minerali, acqua, gas vari.

Si pensava che nessun composto organico avrebbe mai potuto essere prodotto artificialmente perché per crearlo si richiedeva la "forza vitale". Nel 1828 un chimico tedesco, Friederich Wohler, rivoluzionò queste teorie. Egli, volendo produrre in laboratorio il cianato d'ammonio, aveva trattato il solfato d'ammonio ($(NH_4)_2SO_4$) con il cianato di potassio (KCNO). Dopo l'evaporazione analizzò il composto ottenuto. Con grande meraviglia scoprí che non si trattava di cianato d'ammonio, ma di urea, composto organico prodotto dagli organi escretori degli animali, uomo compreso. La molecola del cianato d'ammonio e quella dell'urea sono formate dagli stessi elementi e nelle stesse proporzioni. Era capitato che gli atomi si erano distribuiti in modo diverso e cosí NH_4CNO era diventato $(NH_2)_2CO$.

Alcuni anni dopo un altro composto organico, l'acido acetico, fu ottenuto artificialmente e da allora altri composti organici furono prodotti in laboratorio con processi di sintesi. Non solo, ma i chimici cominciarono a produrre composti organici che non esistevano in natura.

La vecchia denominazione di "chimica organica" non era piú esatta. Cosí, oggi la chimica organica viene denominata "chimica dei composti del carbonio". Questa denominazione è quasi corretta. I carbonati metallici sono ancora considerati composti inorganici e l'anidride carbonica e gli acidi carbonici sono considerati sia organici che inorganici.

Vi sembrerà strano che un intero ramo della chimica sia dedicato ai composti di un solo elemento. Ma non sarete piú sorpresi quando inizierete le vostre esperienze e vedrete che i composti del carbonio sono quasi un milione!

Gli *idrocarburi* sono composti binari, formati cioè da due soli elementi: il carbonio e l'idrogeno. Gli idrocarburi che hanno molecole contenenti pochi atomi sono gassosi, quelli con molti atomi sono liquidi e solidi. In questi composti gli atomi di carbonio possono essere uniti fra loro con una o due o tre valenze; si hanno cosí idrocarburi saturi e non saturi.

Gli *alcooli* sono composti che derivano dagli idrocarburi per sostituzione di un atomo di idrogeno con un radicale - OH.

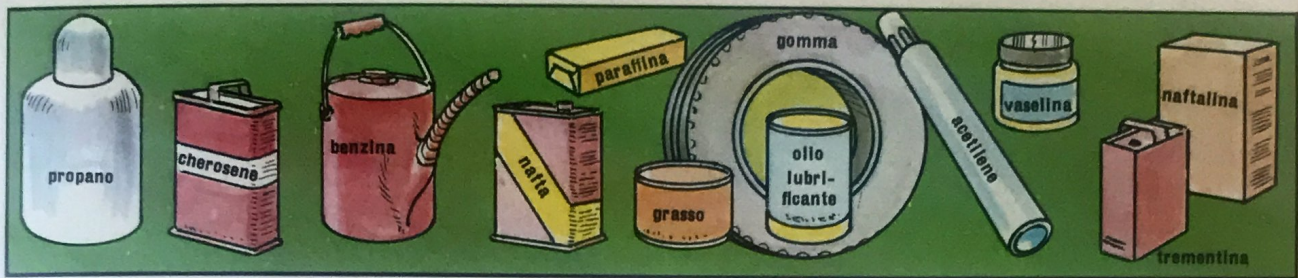
Gli *idrati di carbonio*, o carboidrati, sono composti formati da tre elementi: C - H - O; in essi l'idrogeno è sempre in quantità doppia dell'ossigeno.

Gli *esteri* rappresentano nella chimica organica quello che sono i sali nell'inorganica. Grassi e oli sono gli esteri piú importanti: sono i "sali" formati dalla glicerina e dagli acidi grassi.

Gli *acidi organici* sono caratterizzati dal radicale - COOH e sono acidi deboli.

Le *proteine* sono composti quaternari molto complessi. Formate di carbonio, idrogeno, ossigeno e azoto, sono i principali costituenti della cellula e hanno peso molecolare elevatissimo.

Ai gruppi principali sopra elencati si aggiungono numerosi altri tipi di composti, di cui alcuni con formule assai complesse.

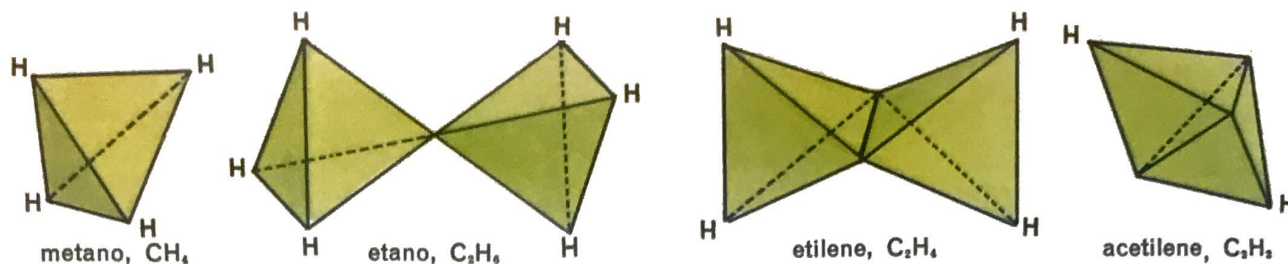
IDROCARBURI

ALCOOLI

CARBOIDRATI

ESTERI

ACIDI ORGANICI

PROTEINE

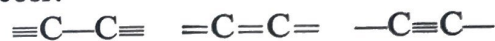
ALTRI COMPOSTI DEL CARBONIO

LE FORMULE DEI COMPOSTI DEL CARBONIO

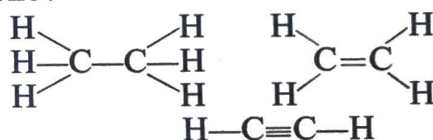
Com'è possibile che il carbonio formi tanti composti e tanto diversi fra loro? Questo fu uno dei grandi problemi che si posero i chimici del secolo scorso. Era facile spiegare la composizione dell'anidride carbonica.

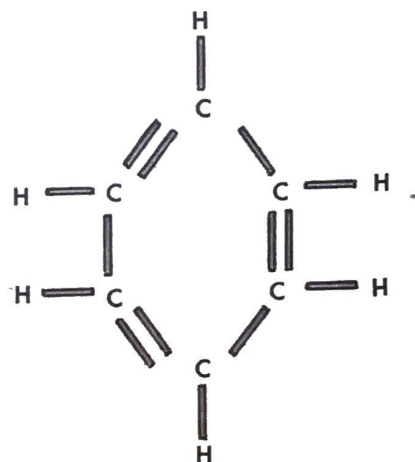
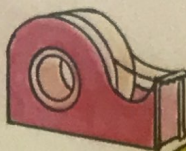
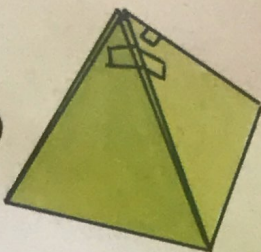
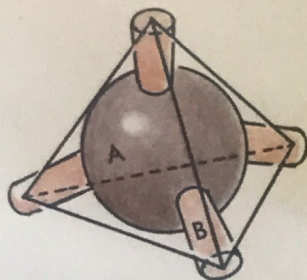
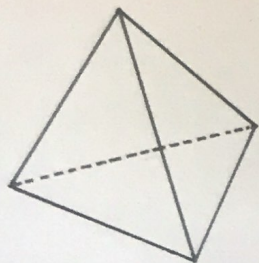
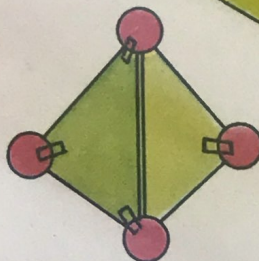
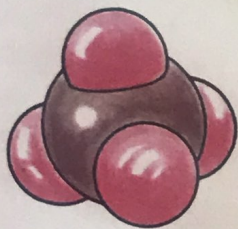
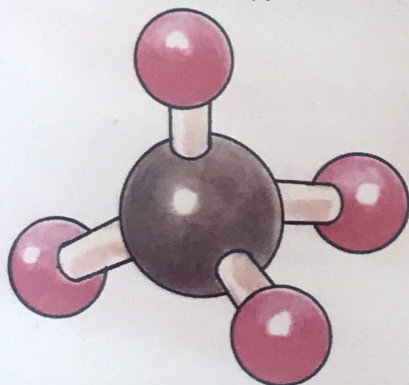
Il carbonio ha valenza 4, l'ossigeno 2: la formula relativa doveva essere CO_2. Era anche facile spiegare la molecola del metano (CH_4), un idrocarburo. Ma come spiegare i composti contenenti 2 atomi di carbonio e 6 d'idrogeno (C_2H_6, etano) o 2 atomi di carbonio e 4 d'idrogeno (C_2H_4, etilene) o 2 di carbonio e solo 2 d'idrogeno (C_2H_2, acetilene)? Un chimico tedesco, Friedrich August Kekulé, pervenne ad una soluzione molto semplice: mentre gli atomi della maggior parte degli elementi si legano agli atomi degli altri elementi secondo le loro valenze, gli atomi di carbonio si legano contemporaneamente fra loro. Scrivete un atomo di carbonio e da esso fate partire 4 linee per indicare le 4 valenze; osserverete che le linee si possono disporre in tre modi diversi:

≡C— —C≡ =C=

Legate ora insieme 2 atomi di carbonio fra loro. I 2 atomi possono essere legati per una valenza e ciascuno avrà tre valenze libere; oppure sono legati con doppio legame ed a ciascuno resteranno 2 valenze libere; o sono legati con triplo legame e ciascuno avrà solo 1 valenza disponibile. Avrete così:

≡C—C≡ =C=C= —C≡C—

Le formule dei tre idrocarburi, etano (C_2H_6), etilene (C_2H_4), acetilene (C_2H_2), sono:

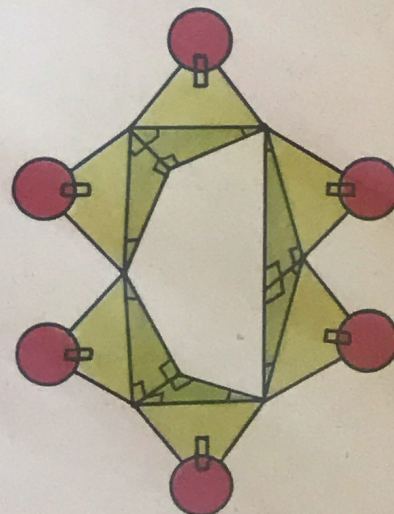
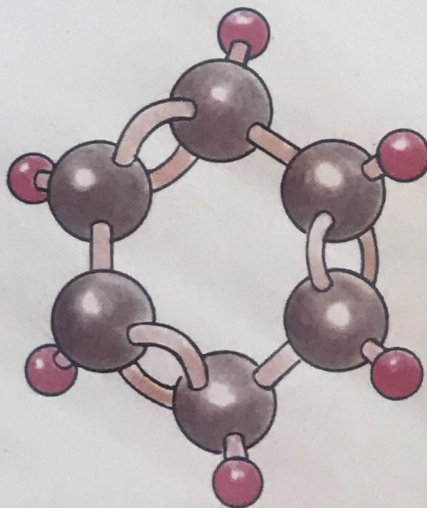
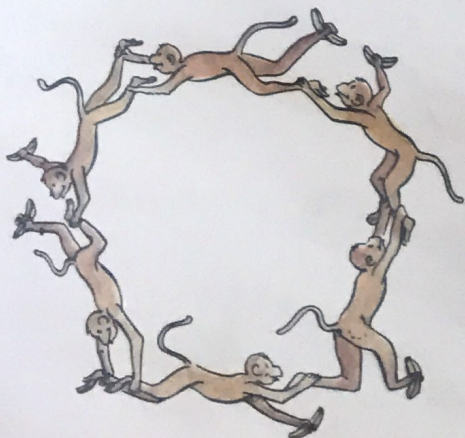
```
H\     /H      H\     /H
H—C—C—H          C=C
H/     \H      H/     \H
      H—C≡C—H
```

C'erano ancora però da risolvere le formule di altri composti per i quali non valeva

Kekulé definí la struttura della molecola del benzolo dopo aver sognato un serpente che formava un anello. Dispose i sei atomi di carbonio ad anello e risolse il problema.

In un atomo di carbonio i legami delle valenze si dirigono dal centro (nucleo) verso i vertici di un tetraedro (solido geometrico formato da quattro triangoli equilateri). Nei modelli degli atomi di carbonio le valenze sono rappresentate da bastoncini.

l'ipotesi del doppio o triplo legame. C_6H_6, per esempio, il benzolo, idrocarburo ottenuto dalla distillazione del carbone, non si capiva come fosse ordinato internamente. Di nuovo fu Kekulé a risolvere brillantemente il problema. Si dice che la soluzione sia stata da lui intuita in sogno. Dopo aver lavorato tutto il giorno a disporre le lunghe catene di atomi, verso sera si assopí e vide in sogno le catene contorcersi, trasformarsi in serpenti, uno dei quali improvvisamente si afferrò la coda formando un anello. Questo sogno illuminò Kekulé. Gli atomi di carbonio si tengono uniti formando un anello; ogni atomo è legato con un legame all'atomo precedente e con doppio legame al successivo; la quarta valenza, libera, può legare un atomo di idrogeno (o un radicale monovalente).

Partendo da queste formule elementari, gli scienziati moderni arrivano a raffigurarsi le formule chimiche piú complesse.

Immaginate l'anello del benzolo come un girotondo di sei scimmie attaccate l'una all'altra con una e due mani.

Cosí vi apparirà la molecola del benzolo se la costruirete coi pezzi usati per i vostri modelli di laboratorio.

Cosí apparirà la molecola del benzolo se la formerete unendo insieme gli atomi di carbonio da voi costruiti.

IDROCARBURI

Un'automobile si ferma davanti ad un distributore di benzina. «Fatemi il pieno!». Dalla pompa passa nel serbatoio la benzina: una miscela di idrocarburi a sette, otto, nove atomi di carbonio.

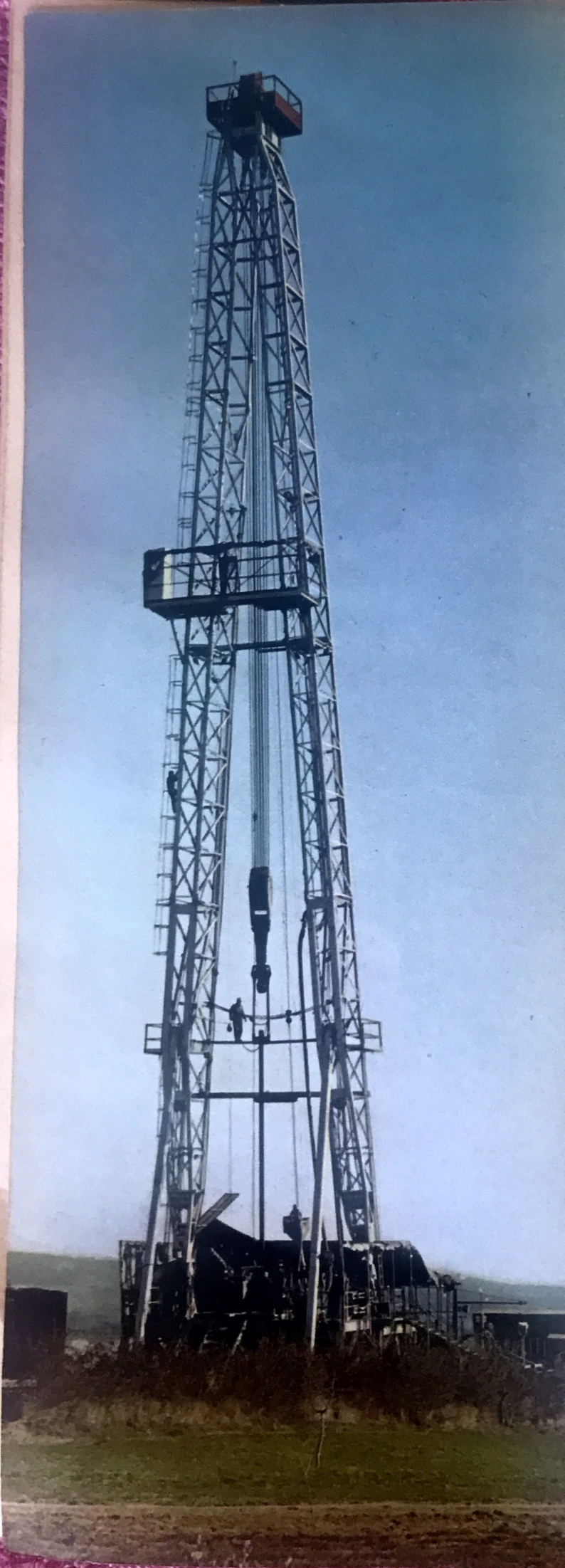
«Controllatemi l'olio!» Nel motore ecco che entra un'altra miscela di idrocarburi, idrocarburi pesanti, con tanti atomi di carbonio. La macchina riparte, fila veloce, corre sull'asfalto sui suoi pneumatici fatti di idrocarburi. Sí: benzina, olio, lubrificante, asfalto, gomma sono tutti idrocarburi, cioè composti formati da carbonio e idrogeno.

Molti idrocarburi derivano dal petrolio (petrolio greggio). Dal carbone e dai gas naturali se ne ottengono molti altri. Molti ancora sono prodotti vegetali: gomma naturale, trementina.

Persino il colorante rosso dei pomodori e il giallo delle carote sono idrocarburi. Il piú semplice degli idrocarburi è il metano che ha la formula CH_4; è chiamato anche gas delle paludi o gas delle miniere. Si forma per la fermentazione della cellulosa sott'acqua, per questo può sprigionarsi dal fondo delle paludi. È un gas contenuto nel carbon fossile e costituisce un costante pericolo nelle miniere di carbone dove, unito all'aria, forma una miscela esplosiva: il "grisú".

È presente nelle emanazioni di gas combustibile in relazione con giacimenti di petrolio ed anche nelle emanazioni vulcaniche.

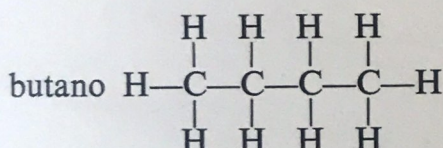
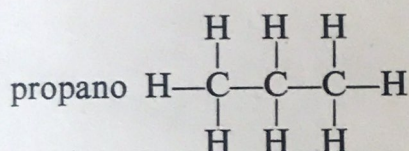
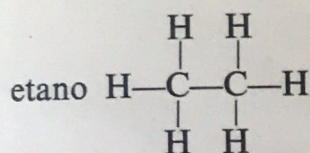
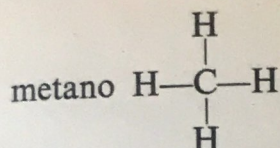
Al metano CH_4, segue l'etano C_2H_6, quindi il propano C_3H_8 e il butano C_4H_{10}.

Le formule di struttura di questi composti vi chiariranno meglio le posizioni degli atomi; notate che gli atomi di carbonio hanno sempre valenza 4 e che gli

atomi di carbonio sono legati fra loro con un solo legame:

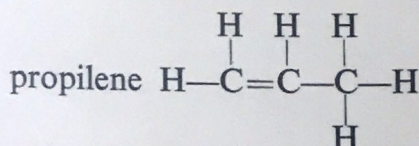
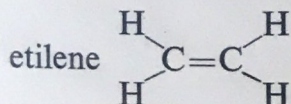
$$\text{metano}\quad \begin{array}{c} H \\ | \\ H-C-H \\ | \\ H \end{array}$$

$$\text{etano}\quad \begin{array}{c} H\;\;H \\ |\;\;\;| \\ H-C-C-H \\ |\;\;\;| \\ H\;\;H \end{array}$$

$$\text{propano}\quad \begin{array}{c} H\;\;H\;\;H \\ |\;\;\;|\;\;\;| \\ H-C-C-C-H \\ |\;\;\;|\;\;\;| \\ H\;\;H\;\;H \end{array}$$

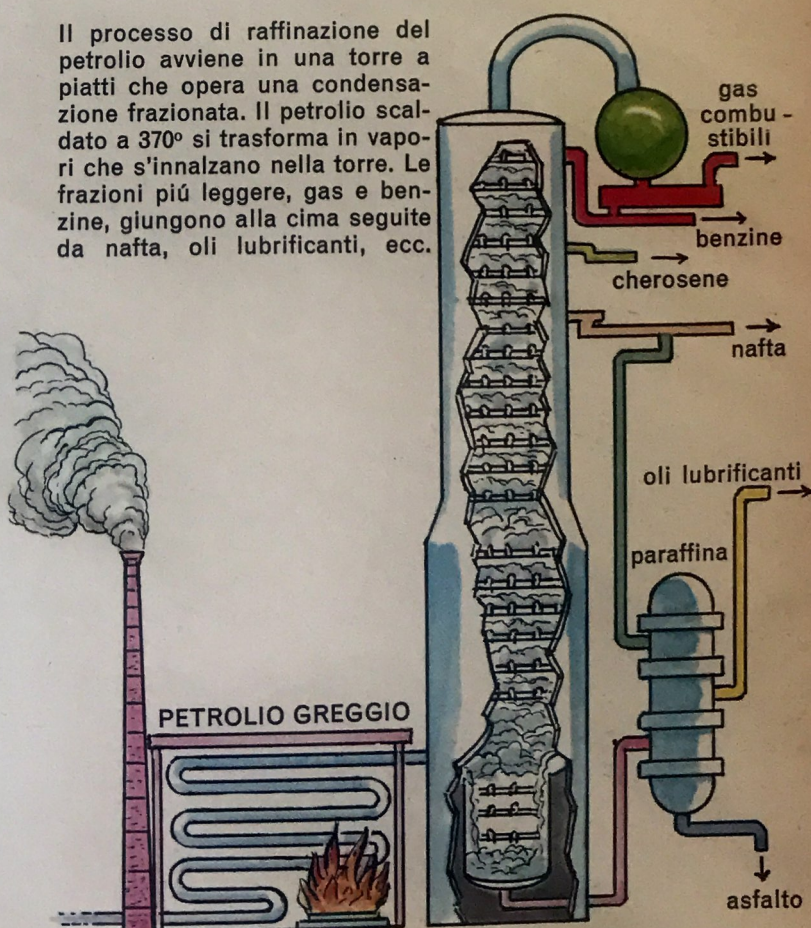
$$\text{butano}\quad \begin{array}{c} H\;\;H\;\;H\;\;H \\ |\;\;\;|\;\;\;|\;\;\;| \\ H-C-C-C-C-H \\ |\;\;\;|\;\;\;|\;\;\;| \\ H\;\;H\;\;H\;\;H \end{array}$$

A questi idrocarburi gassosi seguono gli idrocarburi liquidi C_5H_{12}, C_6H_{14}, C_7H_{16}, C_8H_{18}, cioè il pentano, l'esano, l'eptano, l'ottano. Solo dopo il composto a quindici atomi di carbonio si hanno gli idrocarburi solidi. Questa serie di idrocarburi è detta delle paraffine o degli idrocarburi saturi. Vi sono poi le serie di idrocarburi non saturi nelle quali gli atomi di carbonio non sono tutti uniti tra loro con un legame semplice. Alla serie delle olefine appartengono perciò, tra gli altri, l'etilene C_2H_4, e il propilene C_3H_6, le cui formule di struttura sono:

$$\text{etilene}\quad \begin{array}{c} H\;\;\;\;\;\;\;\;H \\ \;\;\diagdown\;\;\;\diagup \\ C=C \\ \;\;\diagup\;\;\;\diagdown \\ H\;\;\;\;\;\;\;\;H \end{array}$$

$$\text{propilene}\quad \begin{array}{c} H\;\;H\;\;H \\ |\;\;\;|\;\;\;| \\ H-C=C-C-H \\ \;\;\;\;\;\;\;\;| \\ \;\;\;\;\;\;\;\;H \end{array}$$

Una delle piú notevoli proprietà di questi composti consiste nel fatto che è possibile fare unire (polimerizzare) tante molecole di un idrocarburo leggero in modo da ottenere un idrocarburo pesante (con una grande molecola), come avviene nella fabbricazione della gomma sintetica. È anche possibile il procedimento inverso e cioè provocare la scissione delle grandi molecole in molecole piccole; questo processo si compie per ottenere da un olio pesante una benzina.

Sostituendo uno o piú atomi d'idrogeno con radicali ossidrilici (OH) o radicali carbossilici (COOH) o con atomi di cloro (Cl), si ottengono infiniti altri composti piú complessi e dalle caratteristiche piú svariate. Questo è proprio quanto i chimici moderni stanno facendo oggi: essi elaborano per noi nuove medicine, nuovi coloranti, materie plastiche, esplosivi e innumerevoli altri prodotti ancora.

RETTIFICAZIONE DEL PETROLIO

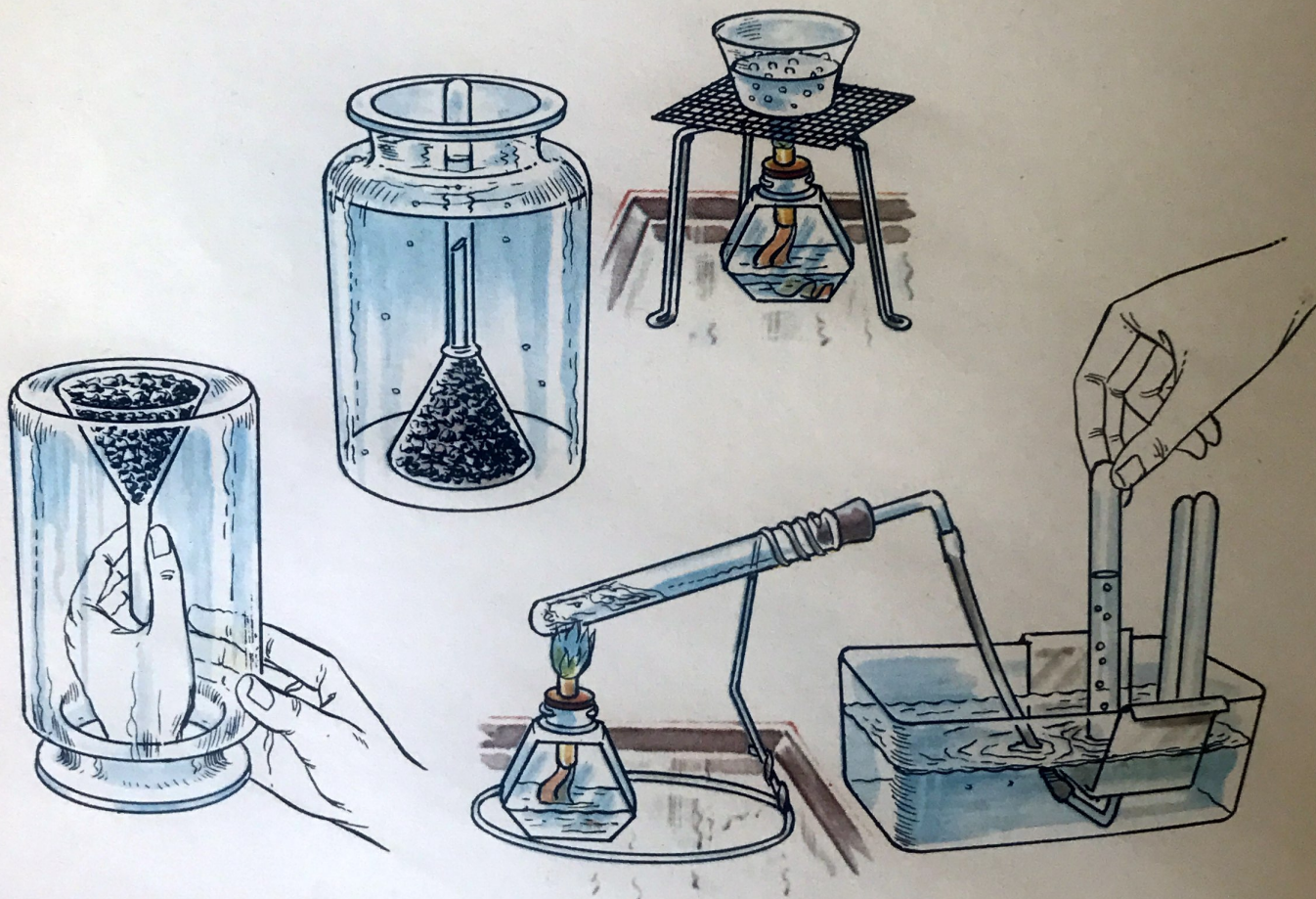
Il processo di raffinazione del petrolio avviene in una torre a piatti che opera una condensazione frazionata. Il petrolio scaldato a 370° si trasforma in vapori che s'innalzano nella torre. Le frazioni piú leggere, gas e benzine, giungono alla cima seguite da nafta, oli lubrificanti, ecc.

IL PETROLIO

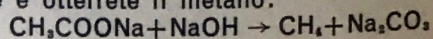
Il petrolio è un combustibile liquido, formato da una miscela di idrocarburi. Si trova sottoterra a profondità variabili, talvolta anche a 1500 metri.

Quando si raggiunge il giacimento con le perforatrici, l'olio grezzo zampilla con forte pressione, unito a gas, acqua salata e sabbia. Si trova in rocce di origine sedimentaria ed è originato da residui animali e vegetali accumulatisi presso le coste marine con fango o argilla.

L'uomo lo scoperse per caso. A Bakú, in Caucasia, le sorgenti naturali che si incendiavano furono credute a lungo manifestazioni del dio Zoroastro. Nella Virginia fu scoperto in quanto inquinava giacimenti salini e in Pennsylvania perché, sgorgando naturalmente, provocava allagamenti.

Nell'ultimo trentennio lo sviluppo del petrolio ebbe un incremento fortissimo. L'importanza di questo combustibile oggi è enorme e in tutti i paesi si eseguono ricerche con mezzi sempre piú perfezionati.

METANO IN LABORATORIO

Triturate dei pezzi di litantrace cosí da ottenere una polvere grossolana; introducetela nell'imbuto. Sopra l'imbuto rovesciate un barattolo grande. Capovolgete il barattolo. Riempitelo d'acqua. Mettete una provetta piena d'acqua infilata nel collo dell'imbuto. In pochi giorni la provetta sarà piena di metano. In laboratorio il metano si ottiene scaldando acetato di sodio-anidro con soda Solvay. Per fare l'acetato di sodio prendete mezza tazza di aceto e aggiungete la soda sino a che non si svolga piú HCO_2. Fate evaporare; otterrete l'acetato di sodio sotto forma di una polvere bianca. Mescolatene g 3 con g 3 di idrossido di sodio e g 3 di ossido di calcio. Introducete questa miscela in provetta. Preparate l'apparecchio per raccogliere i gas. Scaldate e otterrete il metano:

$$CH_3COONa + NaOH \rightarrow CH_4 + Na_2CO_3$$

Il petrolio viene in gran parte raffinato e cioè sottoposto ad una serie di operazioni intese a separare dal prodotto greggio piú frazioni, ciascuna suscettibile di determinati usi. A tale scopo il petrolio, riscaldato a circa 370°, viene condotto in una torre di frazionamento a piatti ove i vapori sono costretti a gorgogliare attraverso il liquido dei piatti. Le parti che si condensano debordano sul piatto inferiore. Gli idrocarburi piú volatili escono dalla sommità della torre.

Si chiamano oli minerali leggeri gli idrocarburi che bollono sotto i 200°; tra questi l'etere di petrolio e la benzina. Gli oli lampanti hanno il punto di ebollizione compreso tra i 200° e i 300° gradi (petrolio da ardere); verso i 300° si ottengono gli oli medi. I prodotti residui sono gli oli pesanti e la paraffina.

CRACKING DEL PETROLIO

NAFTALINA $C_{10}H_8$

La naftalina è usata per fabbricare le palline antitarme. La naftalina può essere purificata per mezzo della sublimazione. Schiacciate due palline antitarme. Scaldatele in una tazza pyrex; dapprima esse fondono, poi emanano vapori. Mettete un barattolo contenente acqua ghiacciata sopra la tazza. La naftalina si depositerà sul fondo in cristalli simili a foglioline.

Versate alcuni cc di petrolio (acquistato in drogheria) in una provetta. Mettete un batuffolo di lana di acciaio alla bocca della provetta. Chiudete con un tappo con tubo di vetro a punta a getto. Scaldate la lana d'acciaio. Poco dopo scaldate anche il petrolio. Il petrolio è crackizzato (spaccato) in idrocarburi gassosi che bruciano se riscaldati.

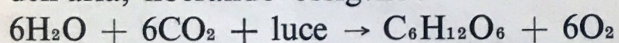
TREMENTINA $C_{10}H_{16}$

Versate un po' di trementina in un coperchio metallico. Mettetevi un piccolo stoppino. Posate il coperchio su un pezzo di carta e accendete la trementina. Brucerà parzialmente emettendo un fumo nero di carbonio che potrete raccogliere in un barattolo capovolto.

IDRATI DI CARBONIO

"Idrati" sono i prodotti chimici che contengono acqua. Ma i glucidi, o "idrati di carbonio", sono quei composti organici formati di carbonio, idrogeno e ossigeno e questi due ultimi elementi fanno parte del composto nella stessa proporzione in cui si trovano nell'acqua (H_2O), cioè l'idrogeno è in quantità doppia dell'ossigeno. Cosí, se un idrato di carbonio ha 22 atomi di idrogeno, ne avrà 11 di ossigeno ($C_{12}H_{22}O_{11}$); se ha 12 atomi d'idrogeno ne avrà 6 di ossigeno ($C_6H_{12}O_6$); se 10 di H, 5 di O ($C_5H_{10}O_5$) ecc...

Gli idrati di carbonio sono prodotti dalle piante con un processo famoso, chiamato "fotosintesi" e cioè sintesi in presenza di luce. Quando le foglie verdi sono esposte alla luce del sole, la clorofilla, contenuta nelle cellule, fa combinare l'idrogeno dell'acqua con l'anidride carbonica dell'aria, liberando ossigeno:

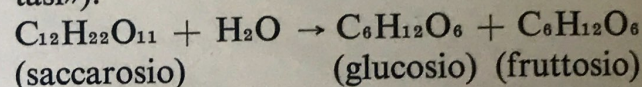
$6H_2O + 6CO_2 + \text{luce} \rightarrow C_6H_{12}O_6 + 6O_2$

Gli idrati di carbonio sono molto importanti per l'uomo. Costituiscono una gran parte dei nostri cibi sotto forma di zuccheri e amidi. Un altro idrato di carbonio, la cellulosa, fornisce le fibre vegetali (cotone, lino...), è l'alimento degli erbivori (bovini, ovini, conigli ecc...) ed oltre a formare legno, ha infinite applicazioni industriali.

GLI ZUCCHERI – I frutti e le bacche sono dolci perché contengono una miscela di due zuccheri chiamati fruttosio e glucosio. Questi zuccheri si formano nelle foglie verdi delle piante e sono poi conservati nei frutti che funzionano da organi di riserva. In Italia lo zucchero si estrae dalle barbabietole, ma nei paesi tropicali si estrae dalla canna da zucchero.

Questo zucchero è il saccarosio ($C_{12}H_{22}O_{11}$), ma ve ne sono molti altri: il glucosio ($C_6H_{12}O_6$), per esempio, che si trova nella polpa dei frutti spesso unito al fruttosio, che ha la sua stessa formula.

Questi due zuccheri si possono ottenere in laboratorio dal saccarosio.

Il saccarosio infatti, assorbendo acqua, si scinde in glucosio e fruttosio («invertasi»).

$C_{12}H_{22}O_{11} + H_2O \rightarrow C_6H_{12}O_6 + C_6H_{12}O_6$
(saccarosio) (glucosio) (fruttosio)

GLI AMIDI – L'amido è fabbricato dalle piante che lo accumulano nei semi, nelle radici, nei tuberi... È un idrato di carbonio a molecola molto grande. La sua formula $(C_6H_{10}O_5)x$ alla prima occhiata sembra molto semplice; ma notate quel piccolo indice x: sta ad indicare che tutto quanto è scritto tra parentesi è moltiplicato "molte e molte volte". Una molecola di amido può pesare 6.000 volte piú di una di glucosio.

Potete scindere questo polisaccaride (poli = molti) nel monosaccaride (mono = singolo) glucosio trattandolo con un acido.

LA CELLULOSA – È il materiale costitutivo delle piante. Essa forma le pareti della cellula delle foglie e degli steli cosí come forma le fibre legnose e librose.

Il cotone, il lino, il capok, sono fibre tessili vegetali formate di cellulosa al 95 per cento. La carta, il cartone, la pergamena sono di cellulosa. Cosí il cellophane, la celluloide, le vernici, molte materie plastiche, il rayon, la viscosa e altri prodotti ancora derivano dalla cellulosa trattata con acidi. Maggiori particolari sulla cellulosa e le fibre naturali e sintetiche li troverete nel capitolo dedicato alle fibre tessili.

SAGGIO PER IL GLUCOSIO

Uno scienziato tedesco, Herman Fehling, ideò un saggio, che porta appunto il suo nome, per riconoscere il glucosio. Per questa prova si richiedono due soluzioni. Le unirete insieme solo al momento dell'uso.
1 Fehling A. Sciogliete g 5 di solfato di rame in cc 70 d'acqua.
2 Fehling B. Sciogliete g 7 di idrossido di sodio in cc 70 d'acqua. In questa soluzione sciogliete anche g 25 di sale di Seignette (tartrato di sodio e potassio) acquistato in farmacia.

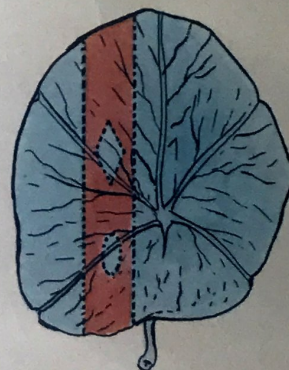
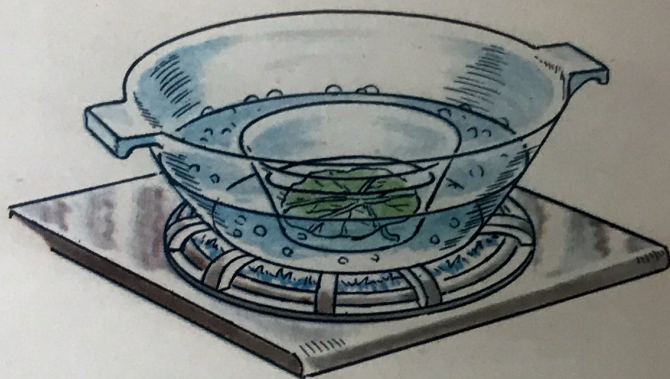
Scaldate una miscela di cc 2 di Fehling A e cc 2 di Fehling B in una provetta. Aggiungete alcune gocce della soluzione da saggiare (per esempio succo d'uva). Scaldate nuovamente. Un precipitato rosso di ossido rameoso (Cu_2O) dimostra che è presente glucosio. Usate la prova Fehling per scoprire se alcuni cibi dal sapore dolce contengono glucosio: uva, sciroppo di tamarindo, orzata, miele, prugne, arance, limoni, ciliegie. Parecchi contengono glucosio e daranno il precipitato rosso. Anche lo zucchero contenuto nel latte (lattosio) darà il precipitato di Cu_2O.
Saggiate ora col Fehling lo zucchero per uso domestico. Non otterrete il precipitato rosso poiché non si tratta di glucosio.

DA SACCAROSIO A GLUCOSIO

Sciogliete g 1 di zucchero in cc 10 d'acqua in una provetta e aggiungete 10 gocce di HCl. Scaldate dolcemente senza far bollire. In un'altra provetta scaldate la soluzione di Fehling. Aggiungete alcuni cc della soluzione zuccherina e scaldatela ancora. Otterrete un precipitato rosso: il saccarosio si è trasformato in glucosio (zucchero invertito).

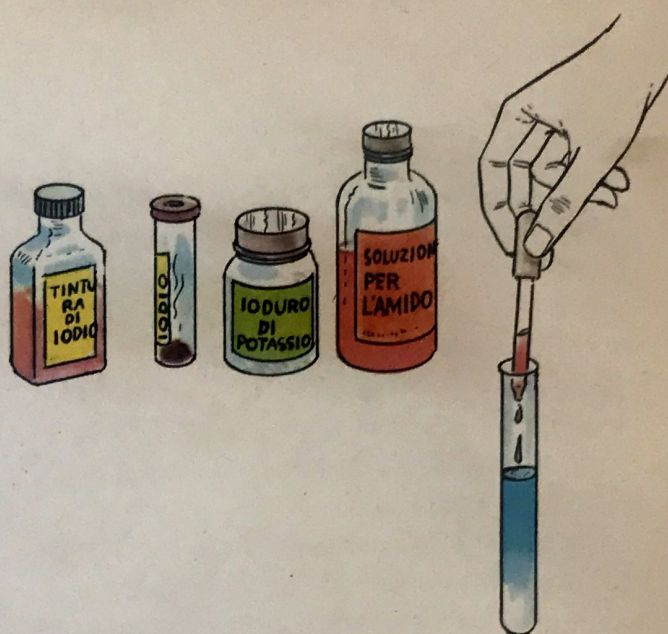
COME FARE GLI ZUCCHERINI

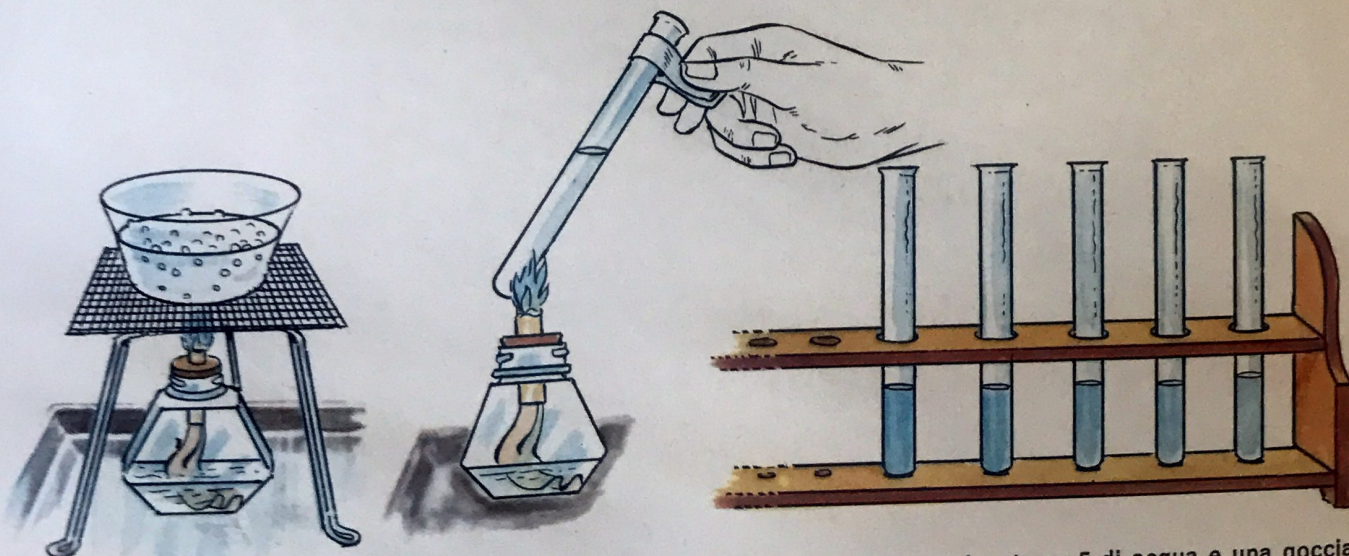
A fuoco basso sciogliete 1/2 tazza di zucchero in 2 cucchiai d'acqua e due cucchiai di uno sciroppo. Mescolate un poco, poi continuate a scaldare senza mescolare finché una goccia, lasciata cadere in acqua fredda, dia un filo fragile. Allora prelevate la miscela a cucchiaini e disponetela su un foglio d'alluminio unto. In ogni zuccherino infilate un bastoncino che toglierete dopo raffreddamento.

ESPERIMENTI CON LA FOTOSINTESI

Una pianta che cresce rappresenta un meraviglioso processo chimico. La sostanza verde delle foglie - la clorofilla - con l'aiuto della luce può far combinare l'acqua (assorbita dalle radici) con l'anidride carbonica dell'aria (assorbita dalle foglie) per formare prima zucchero e poi amido. Piantate un nasturzio, o una pianta di gerani, e tenetelo al buio per un paio di giorni. Poi fissate strisce di carta nera che attraversino la foglia (o piú foglie) da una parte all'altra. Esponete ora la pianta alla luce per due ore. Staccate una foglia; togliete le strisce di carta nera. Immergetela un momento in acqua bollente per farla morire. Poi lasciatela cadere in una tazza pyrex contenente alcool denaturato. Mettete la tazza a bagno in un recipiente d'acqua bollente. L'alcool, riscaldandosi, estrae la clorofilla dalla foglia. Tenete la foglia nell'alcool fino a che l'estrazione sia stata ultimata. Per provare la presenza di amido, mettete la foglia nella soluzione di iodio (pag. 139). Osserverete allora che le parti della foglia che sono state esposte al sole assumono una colorazione blu, mentre le parti che non sono state esposte diventano brune.

PREPARAZIONE DELL'AMIDO

È molto semplice ottenere amido dalla patate: pelate due patate e grattuggiatele finemente. Quindi disponete il passato su una grossa tela doppia. Ripiegatela e legatela. Immergete il sacchetto in un recipiente pieno d'acqua. Strizzatelo e immergetelo piú volte finché la maggior parte dell'amido sia uscita. Lasciate depositare l'amido nel recipiente. Decantate quasi tutta l'acqua. Versate il residuo in un barattolo perché si depositi ulteriormente. Decantate l'acqua del barattolo cosí da eliminarla quasi totalmente. Il residuo, fatto essiccare, è amido.

PROVA DELL'AMIDO

Per provare la presenza di amido si prepari una soluzione diluendo cc 5 di tintura di iodio con cc 45 di acqua. Questa soluzione la si può anche preparare sciogliendo alcuni cristalli di iodio (esperimento pag. 79) in una soluzione di g 1 di ioduro potassico (KI) in cc 55 d'acqua. Lo iodio colora l'amido in blu.

ESPERIMENTI CON L'AMIDO

Per ottenere una soluzione all'1% di amido, agitate g 0,5 di amido in cc 5 d'acqua fredda. Aggiungete altri cc 45 d'acqua. Portate ad ebollizione; poi, agitando, raffreddate la soluzione. A cc 10 di soluzione aggiungete 10 gocce di HCl e fate bollire per due minuti, poi trattate con la soluzione di Fehling. Otterrete un precipitato rosso che prova la presenza di glucosio.

In 5 provette introducete cc 5 di acqua e una goccia di soluzione di iodio. A parte trattate due gocce di saliva con cc 5 di soluzione d'amido diluendola con un bicchiere d'acqua calda. Introducete 3 gocce di questa miscela nella 1ª provetta; dopo 2 minuti introducete 3 gocce di soluzione nella 2ª provetta, e poi nella 3ª ecc. La saliva trasforma l'amido in uno zucchero: il maltosio. Osservate la colorazione.

GLI ALCOOLI

Per alcool quasi tutti intendono quella sostanza contenuta nel vino, nella birra, nei liquori. Per un chimico, invece, questo alcool è solo uno dei tanti alcooli. Gli alcooli si possono considerare derivanti dagli idrocarburi, nei quali uno o piú atomi di idrogeno (H) sono stati sostituiti da radicali (OH). I loro nomi derivano dai nomi degli idrocarburi relativi.

Gli alcooli monovalenti sono quelli che derivano dagli idrocarburi per sostituzione di un solo atomo di idrogeno con un solo ossidrile.

Cosí dal metano (CH_4) si ha l'alcool metilico (CH_3OH), dall'etano (C_2H_6) deriva l'etanolo o alcool etilico o spirito di vino (C_2H_5OH) ecc...

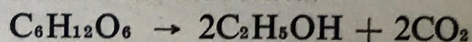
Il metanolo fu originariamente chiamato spirito di legno perché si era ottenuto dalla distillazione frazionata del legno.

È velenoso, viene usato per denaturare l'alcool etilico, è un buon solvente dei grassi e delle resine. È impiegato anche come ottimo combustibile e anticongelante.

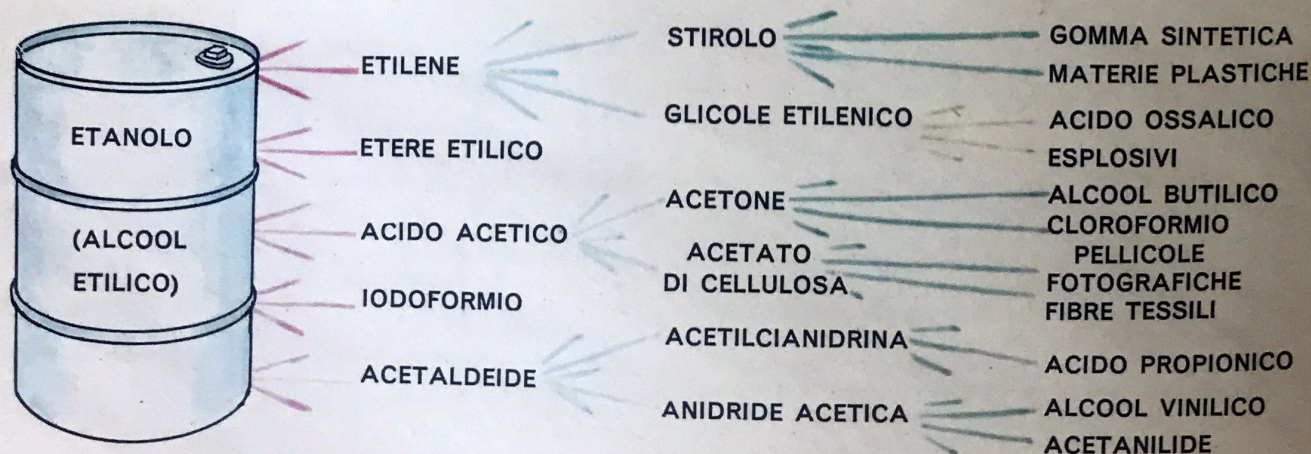
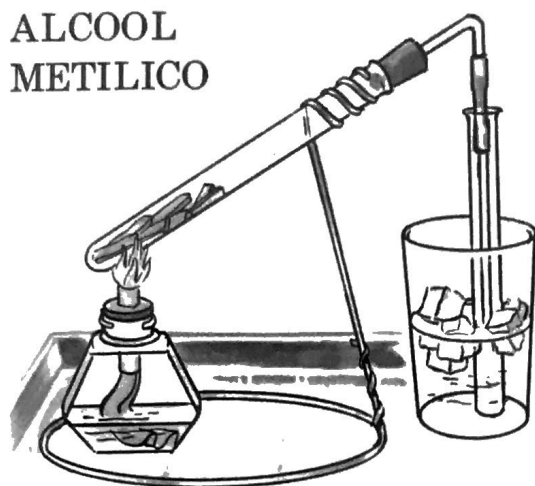
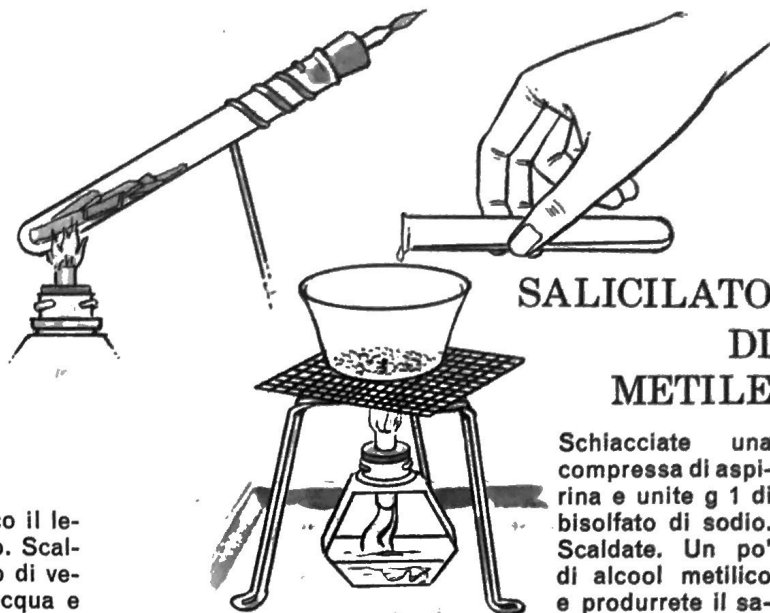
L'alcool etilico si forma nella fermentazione del glucosio. Tale fermentazione avviene per la presenza dei saccaromiceti, microscopici organismi che agiscono da catalizzatori.

L'alcool etilico si può ricavare dal vino per distillazione, ma industrialmente si prepara partendo da amidi o da zuccheri, i quali vengono fatti fermentare fino ad ottenere il glucosio.

Il glucosio poi si scinde in alcool etilico e in anidride carbonica.

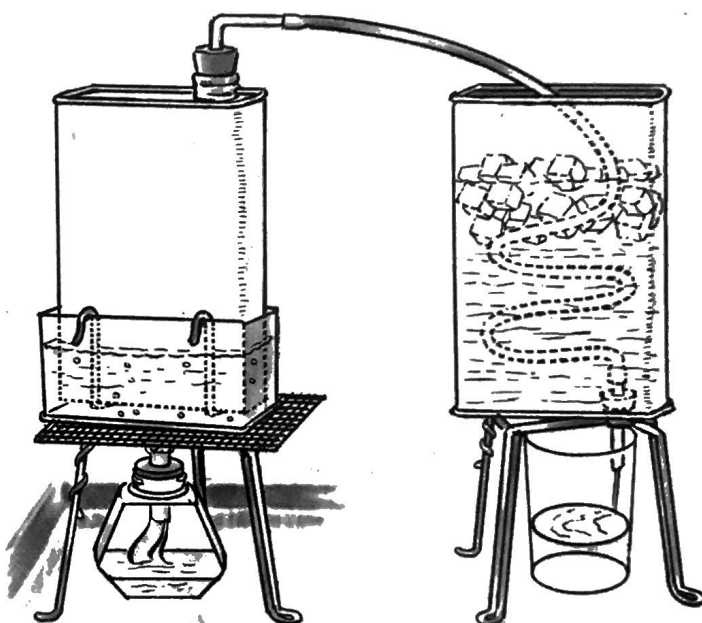
$$C_6H_{12}O_6 \rightarrow 2C_2H_5OH + 2CO_2$$

Per distillazione si separa l'etanolo dal liquido acquoso.

La glicerina ($C_3H_5(OH)_3$) è un alcool trivalente, assai importante in quanto è l'alcool che entra a far parte della molecola dei grassi. La glicerina può essere considerata un derivato del propano (C_3H_8) in cui appunto tre atomi di idrogeno sono stati sostituiti da altrettanti ossidrili.

L'ALBERO GENEALOGICO DELL'ALCOOL ETILICO

ALCOOL METILICO

L'alcool metilico si produce distillando a secco il legno. Riempite una provetta di pezzetti di legno. Scaldate. Conducete i vapori per mezzo di un tubo di vetro a forma di L in una provetta immersa in acqua e ghiaccio.

SALICILATO DI METILE

Schiacciate una compressa di aspirina e unite g 1 di bisolfato di sodio. Scaldate. Un po' di alcool metilico e produrrete il salicilato.

ALCOOL ETILICO

L'ALCOOL ETILICO SI PRODUCE NELLA FERMENTAZIONE DELLO ZUCCHERO.

In una bottiglia unite cc 25 di sugo d'uva e cc 100 di acqua calda. Aggiungete g 20 di lievito sciolti in acqua tiepida. Immergete la bottiglia in un recipiente caldo. Il liquido ribollirà. Il gas che si forma è CO_2; conducetelo in acqua di calce. Continuerà a svilupparsi per alcuni giorni. Filtrate circa metà del liquido fermentato in una latta con tappo a vite. Preparate un apparecchio distillatore, come descritto a pag 102, riscaldandolo però su un bagno d'acqua, costituito da una scatola contenente acqua. Distillerete cosí alcuni cc di alcool etilico (ATTENZIONE: Tenete la temperatura molto bassa).

IODOFORMIO

Fate una soluzione con g 1 di ioduro potassico in cc 5 d'acqua e aggiungete cristalli di iodio in modo da ottenere un colore bruno. Aggiungete cc 5 di alcool etilico e gocce di NaOH al 10% finché il colore scompare. Scaldate per due minuti, poi lasciate raffreddare. Il precipitato giallo è iodoformio (CHI_3).

ACETATO DI ETILE

In una provetta mescolate cc 3 di alcool etilico con g 2 di bisolfato di sodio e cc 3 di acido acetico, diluito. Scaldate dolcemente e odorate con attenzione. L'odore pungente di aceto si trasforma in odore di frutta per acetato di etile. Questo composto è un solvente molto usato.

CLOROFORMIO

Trattate cc 5 di alcool etilico con cc 5 di una soluzione di ipoclorito di sodio. Scaldate dolcemente, avendo cura di non far bollire, per alcuni minuti. Odorate attentamente, ma senza indugiare troppo e percepirete l'odore dolciastro che è caratteristico del cloroformio ($CHCl_3$).

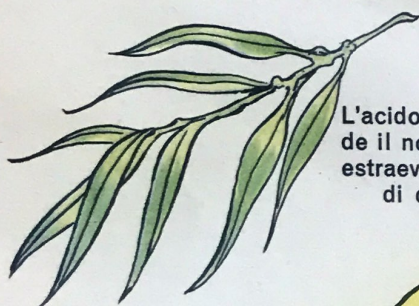
GLI ACIDI ORGANICI

In natura gli acidi organici o si presentano come acidi liberi (acido citrico, acido tannico, acido malico) o come esteri (prodotti da acidi e alcooli, come grassi e oli, come aromi in molti frutti e come profumi in molti fiori). Altri ancora di questi acidi si formano per azione di batteri, cosí come l'acido acetico si forma dal vino o dal sidro per fermentazione, l'acido lattico dal latte, l'acido butirrico dal burro.

Alcuni acidi organici possono essere estratti direttamente dalle parti delle piante che li contengono; ma per ottenerli di solito è necessario trasformarli in sali di sodio o di calcio e poi liberare l'acido spostandolo dal sale con un acido piú forte. Molti acidi organici oggi si preparano in laboratorio sinteticamente.

Gli acidi organici contengono tutti un radicale formato da un atomo di carbonio, un atomo di ossigeno e un ossidrile (OH). Questo radicale, COOH, si chiama carbossile (da carbonio e ossidrile). Quando questi acidi formano i sali, è l'H del gruppo carbossile che viene sostituito dai metalli. Per esempio CH_3COOH (acido acetico) formerà CH_3COONa (acetato di sodio).

L'acido acetico è l'acido che dà all'aceto un sapore pungente. Aceto significa « vino amaro ».

L'acido tannico si trova nella corteccia di molti alberi e nelle galle delle querce.

L'acido salicilico prende il nome dal salice. Si estraeva dalla corteccia di queste piante.

L'acido citrico dà il sapore aspro agli agrumi: limoni, cedri, arance e pompelmi.

L'acido ossalico originariamente si estraeva dal legno dell'acetosella (detta in latino *oxalis*).

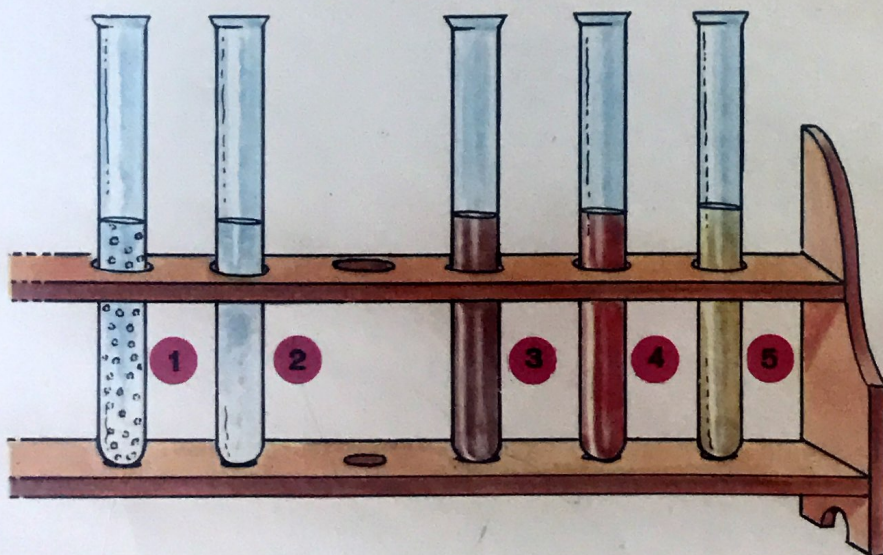
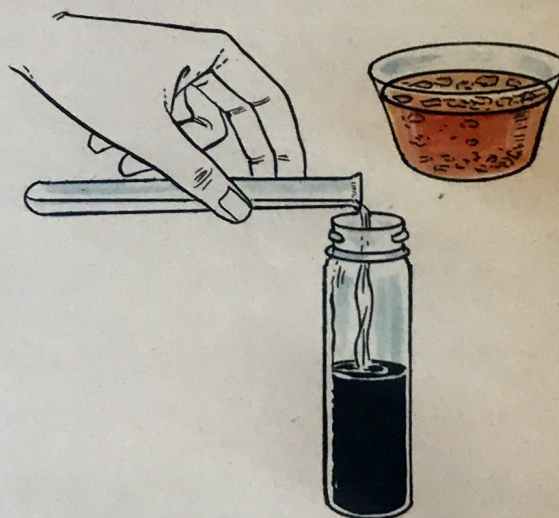
L'acido malico si trova in molti frutti acerbi. Il nome deriva dal latino *malus*, « melo ».

L'acido formico è un acido irritante: lo iniettano le formiche rosse. Si trova pure nelle ortiche.

ACIDO ACETICO

L'aceto è acido acetico diluito e da esso si possono ottenere molti acetati. Per ottenere l'acetato di calcio $(CH_3COO)_2$ Ca, in una tazza pyrex scaldate cc 50 di aceto bianco e aggiungete tanto ossido di calcio quanto se ne scioglie. Filtrate la soluzione per eliminare l'ossido di calcio indisciolto; il filtrato conterrà acetato di calcio. Fate evaporare la soluzione tirandola quasi a secco, ma non surriscaldate. Potrete di nuovo estrarre l'acido acetico dal suo acetato introducendolo in una provetta asciutta con bisolfato di sodio. Scaldate leggermente. Avvertirete l'odore dell'acido acetico. La cartina blu di tornasole umida alla bocca della provetta diventerà rossa.

ACIDO TANNICO

L'acido tannico si trova nel tè. Fate bollire in cc 50 di acqua alcune foglioline di tè. Lasciatele poi raffreddare e macerare. Decantate il liquido chiaro. Sciogliete un cristallo di solfato di ferro in cc 5 di acqua e aggiungete la soluzione al tè. Otterrete un precipitato nero di tannato di ferro.

ACIDO SALICILICO

1. Trattate g 1 di acido salicilico con cc 10 d'acqua: constaterete che non si scioglie.
2. Aggiungete col contagocce una soluzione di NaOH al 10% finché tutto l'acido salicilico si sia sciolto. Avrete cosí una soluzione di salicilato di sodio.
3. Col solfato di ferro, il salicilato dà un salicilato ferroso rossastro.
4. Un sale ferrico dà un salicilato ferrico rossovino.
5. Il solfato di rame dà salicilato di rame verde.

I GRASSI

Gli alimenti dei quali l'organismo umano abbisogna servono per l'accrescimento dell'organismo stesso, per fornire l'energia necessaria per il lavoro materiale ed intellettuale e per mantenere la temperatura costantemente a 37°.

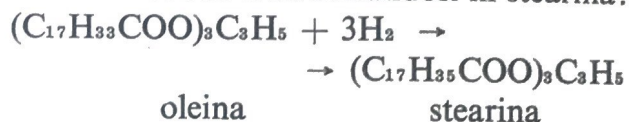
Molta energia la forniscono gli idrati di carbonio, ma piú energetici ancora e grandi dispensatori di calorie sono i grassi, che abbondano perciò nelle diete dei popoli delle regioni fredde.

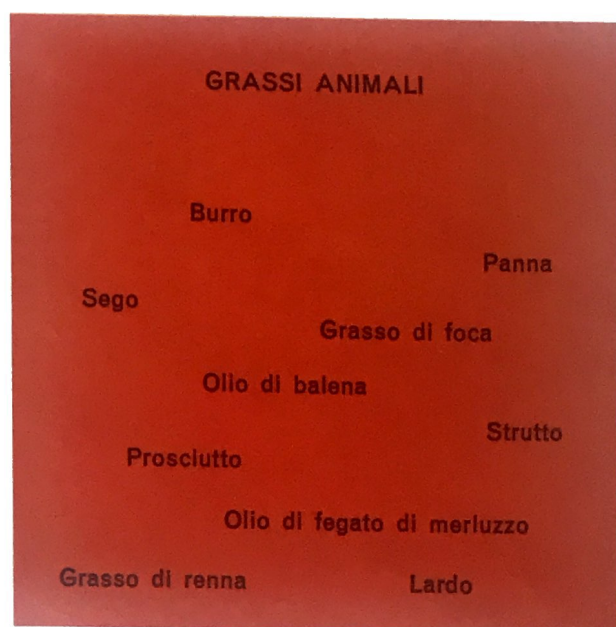
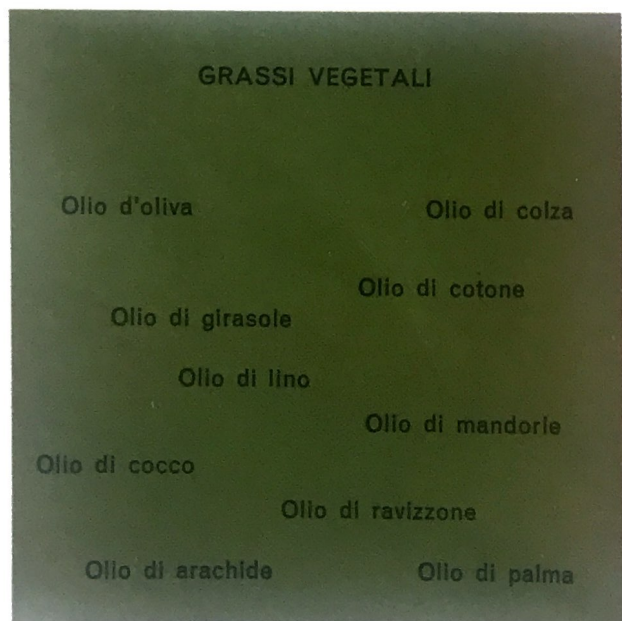
I grassi vegetali e animali sono miscele di gliceridi e i gliceridi sono composti formati da una molecola di glicerina con tre molecole di un acido organico.

I grassi sono sostanze untuose, insolubili nell'acqua; alcuni sono solidi alla temperatura normale, altri sono liquidi. La maggior parte dei grassi prodotti dalle piante sono liquidi (oli) contenuti nei frutti o nei semi; i grassi animali sono quasi tutti solidi alla temperatura normale. Ma, se riscaldati, i grassi solidi fondono e, se raffreddati, i grassi liquidi si solidificano.

I grassi liquidi possono essere trasformati in grassi solidi con un processo chiamato "idrogenazione".

Cosí si ottengono le margarine come, ad esempio, la gradina. L'oleina liquida dell'olio di noce, o dell'olio di cocco e di cotone, o di soia, assorbe idrogeno e diventa un solido trasformandosi in stearina:

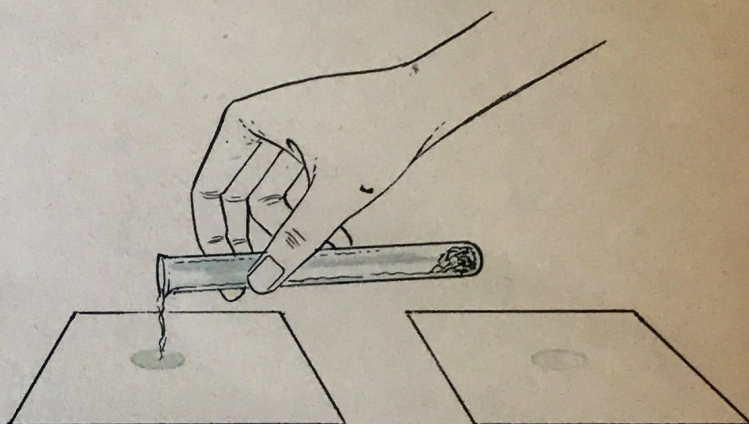
$$\underset{\text{oleina}}{(C_{17}H_{33}COO)_3C_3H_5} + 3H_2 \rightarrow \underset{\text{stearina}}{(C_{17}H_{35}COO)_3C_3H_5}$$

Oltre ad essere usati come alimenti, i grassi e gli oli hanno molte altre applicazioni. Il sapone e le candele sono fatti coi grassi, cosí come inchiostri da stampa e alcuni detergenti.

Gli oli si distinguono in *siccativi* e *non siccativi*. Gli oli siccativi all'aria solidificano e per questa loro proprietà si usano nella preparazione delle vernici e dei colori.

ESTRAZIONE DEL GRASSO

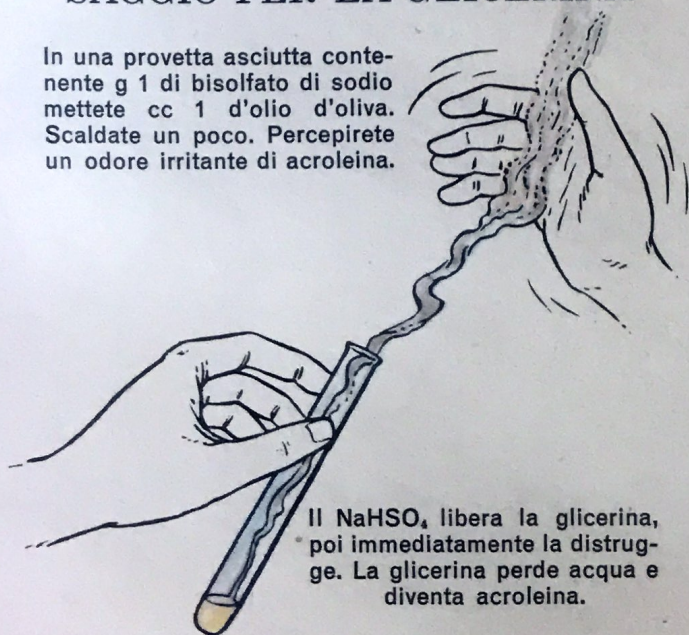
Tagliate a pezzettini un quadretto di cioccolato amaro. In una tazza pyrex versate tetracloruro di carbonio sul cioccolato e mescolate. Filtrate la miscela. Lasciate in riposo il filtrato finché il tetracloruro sia evaporato. Rimarrà burro di cacao giallo biancastro. State attenti a non respirare i vapori.

FUSIONE DEL GRASSO

La fusione è il sistema piú semplice per estrarre i grassi. Tagliate un pezzetto di sugna (il grasso della carne) e immergetelo in acqua calda. Fate bollire per piú di 10 minuti. Fate raffreddare all'aria prima, poi in frigorifero. Asportate dopo poche ore.

SAGGIO PER IL GRASSO

Schiacciate due arachidi e introducetele in una provetta. Copritele con tetracloruro di carbonio e lasciate in riposo per 5 minuti. Versate alcune gocce su un pezzo di carta. Guardate la carta contro luce: la « macchia di unto » è una prova del grasso.

SAGGIO PER LA GLICERINA

In una provetta asciutta contenente g 1 di bisolfato di sodio mettete cc 1 d'olio d'oliva. Scaldate un poco. Percepirete un odore irritante di acroleina.

Il $NaHSO_4$ libera la glicerina, poi immediatamente la distrugge. La glicerina perde acqua e diventa acroleina.

ACIDI GRASSI

Sciogliete in cc 50 d'acqua calda 1/2 cucchiaino di sapone in scaglie. Aggiungete cc 10 di HCl. Essendo il sapone il sale sodico degli acidi grassi, questi vengono liberati dall'HCl e formano coaguli. L'acido stearico si usa con la paraffina nella fabbricazione delle candele.

I SAPONI

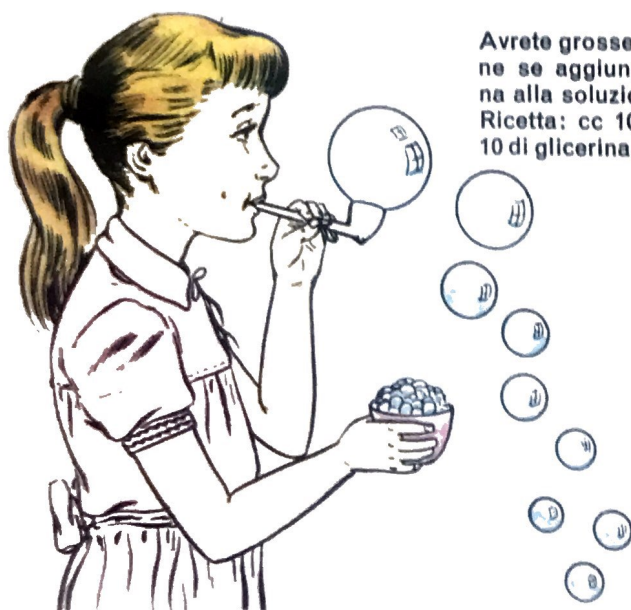
Quando avete le mani sporche sapete cosa dovete fare. Semplicemente ricorrere all'acqua e a molto $CH_3CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2$ $CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2$ $CH_2COONa = C_{17}H_{35}COONa$! In breve, il sale sodico dell'acido stearico, sostanza conosciuta comunemente come sapone.

I primi che fabbricarono il sapone certo lo prepararono dalla potassa (K_2CO_3) che ottenevano bruciando il legno (pag. 59), o dalla soda (Na_2CO_3) estratta dalle alghe essicate. I carbonati, trattati con calce, davano i relativi idrossidi di potassio o di sodio (KOH o NaOH, pag. 45) e questi, bolliti col grasso, davano il sapone. La reazione della saponificazione in generale si può esprimere così:

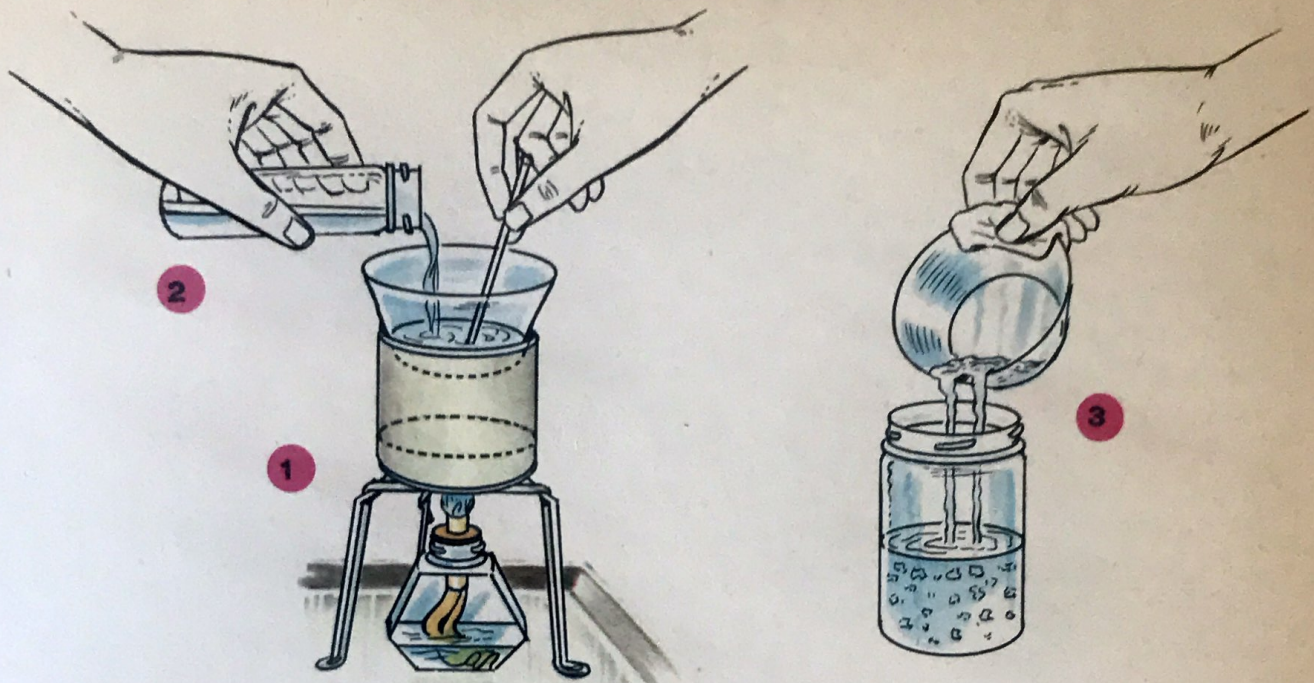
estere + acqua → alcool + acido

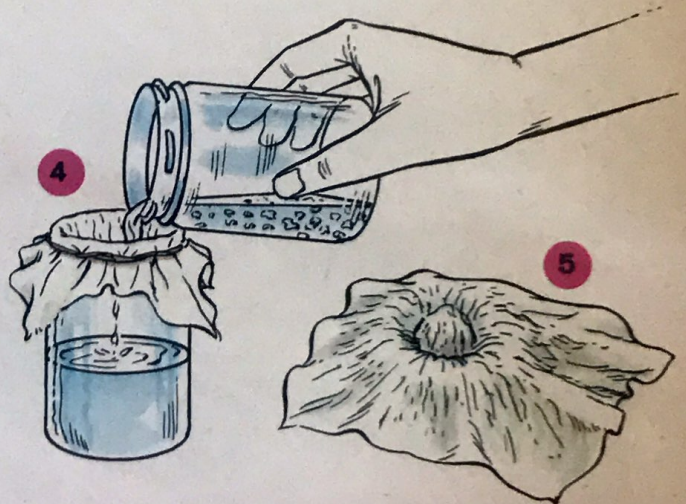
Il processo di saponificazione è l'inverso del processo di esterificazione.

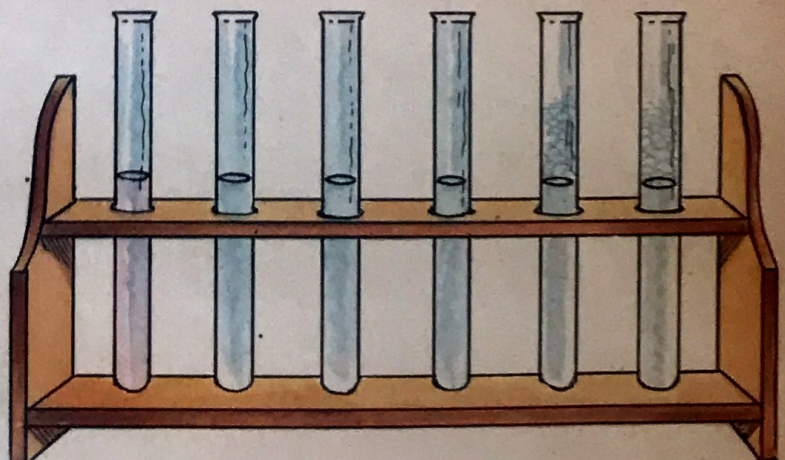
Col metodo antico di fabbricazione del sapone si ottenevano piccoli quantitativi per volta; oggi invece la bollitura avviene in enormi caldaie che operano sotto pressione e trasformano in sapone persino cento tonnellate di grasso al giorno.

Nelle moderne caldaie a piani si trasformano in sapone sino a 100 tonnellate di grasso al giorno.

Avrete grosse bolle di sapone se aggiungerete glicerina alla soluzione di sapone. Ricetta: cc 100 d'acqua, cc 10 di glicerina, g 5 di sapone.

Gli scienziati pensano che il sapone agisca in questo modo. Una parte della molecola del sapone è solubile in acqua, l'altra in olio. Quando l'olio è mescolato all'acqua saponata, le gocce d'olio vengono circondate dalle molecole di sapone che immergono nell'olio le parti che in esso si sciolgono. Le parti solubili nell'acqua tengono sospese le goccioline d'olio.

FABBRICAZIONE DEL SAPONE

Preparate un bagnomaria versando due dita d'acqua in una scatola di latta.

1. Sciogliete g 10 di grasso (lardo o strutto o sego) in una tazza a bagnomaria.
2. Sciogliete g 5 di NaOH in cc 15 d'acqua. Aggiungete cc 15 di alcool denaturato (per affrettare la reazione). Versate, mescolando, questa soluzione nel grasso sciolto. Continuate a scaldare e mescolare finché un piccolo campione prelevato si sciolga completamente in 1/2 provetta d'acqua. La saponificazione è completa.
3. Sciogliete g 100 di NaCl in cc 300 d'acqua. Versate la miscela di sapone calda in questa soluzione. Il sapone si rapprenderà in grumi densi.
4. Applicate della tela doppia alla bocca di un barattolo. Versate la soluzione con i grumi di sapone e filtrate. Lavate con acqua gelata il sapone sul filtro per privarlo di eventuali residui di sale.
5. Distendete la tela per far asciugare il sapone.

PROVA PER IL SAPONE E PER I DETERGENTI

Sciogliete g 1 del sapone fatto da voi in cc 50 d'acqua tiepida. Preparate delle soluzioni in cc 50 d'acqua di g 1 di sapone da toeletta, g 1 di sapone in scaglie, g 1 di sapone in polvere, g 1 di detergente in polvere e cc 1 di un detergente liquido. Versate cc 5 delle soluzioni in provette separate. Mescolate 5 gocce di olio in ciascuna soluzione. Noterete il diverso modo con cui le soluzioni si emulsionano all'olio. Di nuovo, versate cc 5 di ogni soluzione in provette separate. Aggiungete cc 3 di acqua di calce a ciascuna. Agitate e noterete la differenza di quantità di schiuma di ciascuna soluzione in questa acqua « dura ».

Le proteine sono sostanze organiche necessarie all'alimentazione umana. I cibi a maggior sviluppo proteico sono le uova e la carne dei bovini, dei suini, dei polli, dei pesci; si trovano proteine anche nel latte e nei suoi derivati, come pure nei legumi e nei cereali. Persino i capelli dell'uomo, i peli e le penne dei volatili contengono sostanze proteiche.

LE PROTEINE

A pranzo i cibi migliori e piú graditi sono costituiti da proteine: prosciutto, uova, bistecche, salsicce, polli e, somma delizia, molti dolci e gelati. Anche il latte è un alimento nutriente soprattutto per le proteine che contiene.

Mentre la maggior parte degli altri alimenti (idrati di carbonio e grassi) sono composti ternari e cioè formati di tre elementi: C, H, O, le proteine sono composti quaternari; ai tre elementi citati ne aggiungono un quarto, l'azoto, e a volte anche lo zolfo.

Le loro sono molecole "giganti" in confronto alle molecole di altri composti chimici. Una di esse, l'albumina dell'uovo, ha questa formula: $C_{696}H_{1125}O_{200}N_{190}S_{18}$.

Non tutte le proteine sono commestibili: infatti anche i capelli, le unghie, i peli e le penne sono formati da sostanze proteiche. Le proteine sono i costituenti fondamentali delle cellule. Le loro macromolecole sono formate dalla condensazione di numerose molecole di aminoacidi e cosí, idrolizzandosi le proteine, si ottengono gli aminoacidi.

Conoscete certamente queste tre proteine: albumina dell'uovo, caseina del latte e gelatina.

L'ALBUMINA – L'albume contiene circa il 13% di albumina (dal latino "albis", bianco). Quando mescolate albume e acqua vi sembrerà di ottenere una soluzione quasi pura; invece non si tratta di una vera soluzione, come quella che ottenete quando sciogliete il sale o lo zucchero, ma di una soluzione di altra specie, chiamata "sospensione colloidale". (Altre nozioni sulle sospensioni colloidali alle pagg. 152-153).

L'albume freddo è trasparente e quasi liquido; dovreste però sapere come si trasforma quando lo si riscalda. Avrete visto friggere o bollire un uovo: l'albume si indurisce e si coagula in una massa bianca che non può sciogliersi nuovamente. In chimica questo cambiamento si chiama "denaturazione": l'uovo ha cambiato la sua natura. L'albumina non si trova solamente nelle uova, ma anche nel sangue, nel latte, nei semi dei cereali.

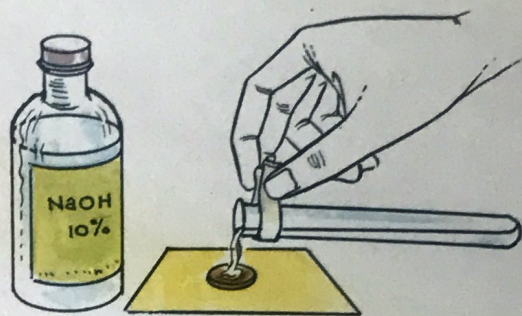
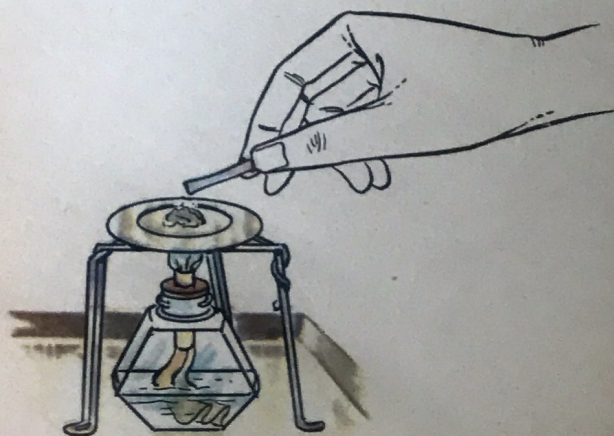
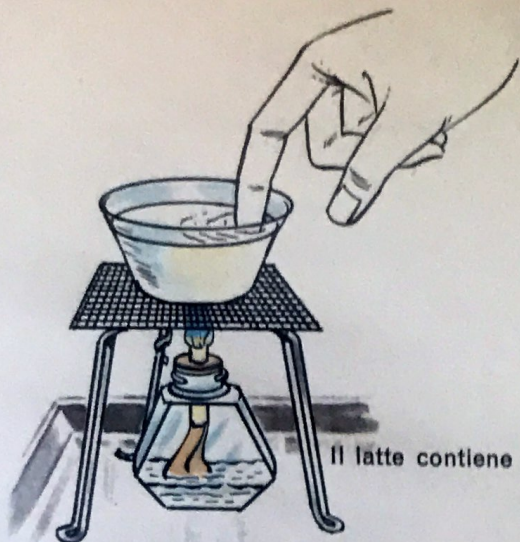
LA CASEINA – La caseina è un'altra proteina che arricchisce la dieta umana. Facendo parte del latte, è contenuta anche nei gelati e nei formaggi (il latte di vacca ne ha una percentuale del 3%). Nella fabbricazione del formaggio la caseina si separa dalla parte liquida del latte, il siero. Poi viene pressata e lasciata maturare. I sapori dei formaggi sono dati dagli esteri che si formano durante la stagionatura, quando la pasta subisce una lenta fermentazione.

LA GELATINA – La gelatina è una proteina fatta con la pelle, le ossa e le corna degli animali. Reagisce con l'acqua in maniera caratteristica. Nell'acqua fredda si gonfia soltanto; ma in acqua calda si "scioglie" subito formando una sospensione colloidale. La sospensione, se mantenuta calda, permane allo stato liquido: "sol". Se viene raffreddata, si cambia in una forma gelatinosa, "gel".

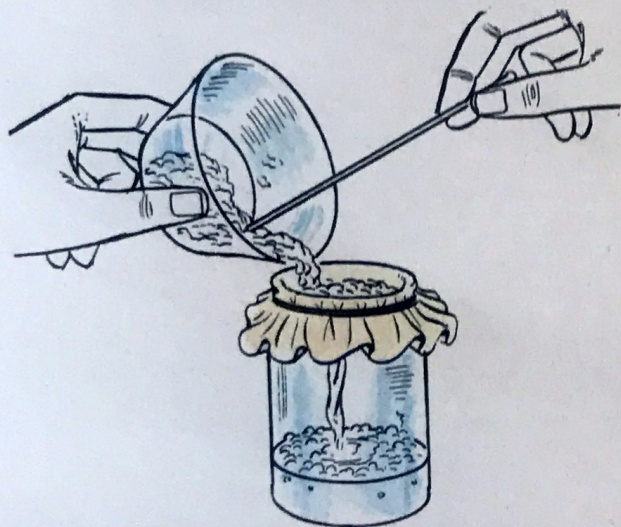
Le gelatine di pesce, o "colle di pesce", si ottengono utilizzando la vescica natatoria di tali animali. Le migliori gelatine sono usate per scopi alimentari.

CHE COS'È L'ALBUMINA

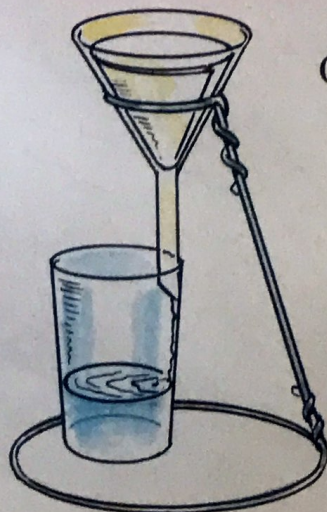
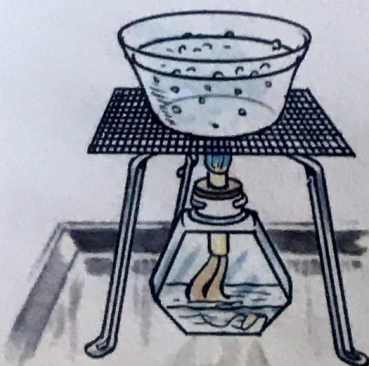
PREPARAZIONE DELL'ALBUMINA

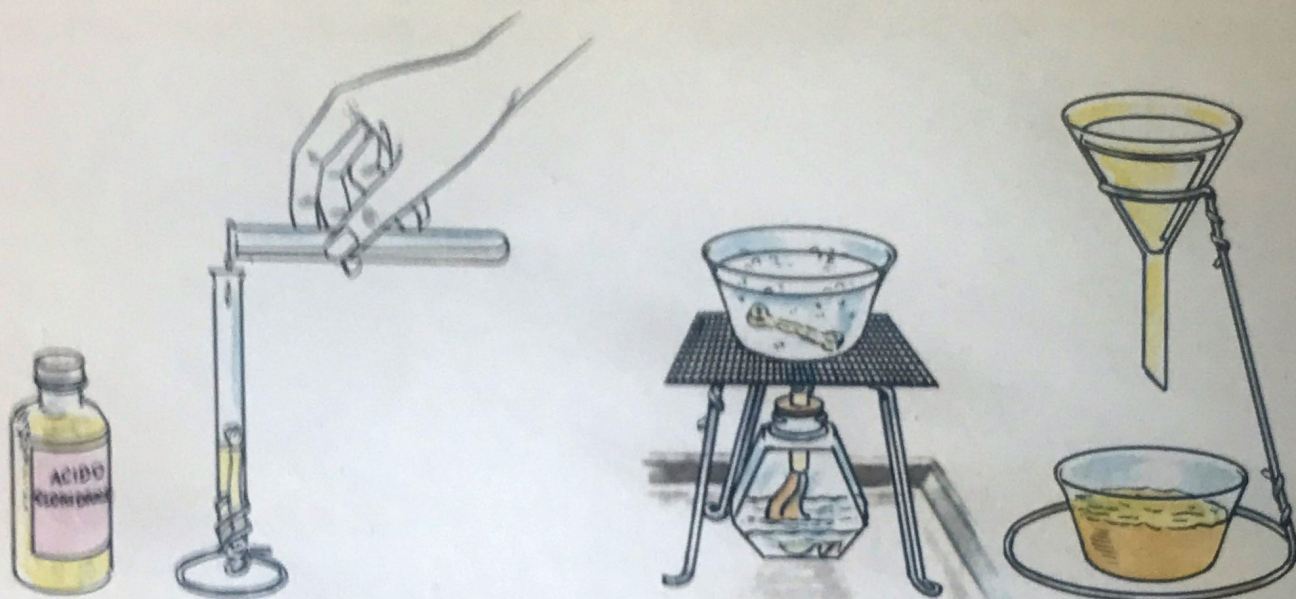
Rompete un uovo. Separate l'albume dal tuorlo, conservando il bianco in una tazza mentre trattenete il tuorlo nel guscio stesso dell'uovo. Montate l'albume con una forchetta. Se mescolate cc 5 di albume e cc 5 d'acqua e aggiungete cc 5 d'alcool denaturato, l'alcool fa coagulare l'albumina in piccole particelle bianche. Se mescolate cc 5 di albume e cc 5 d'acqua e portate la miscela ad ebollizione, il calore fa coagulare l'albumina, che viene « denaturata », cioè non può ritornare solubile. Portate poi ad ebollizione cc 100 d'acqua in una tazza pyrex. Versatevi l'albume. Coagulerà in una massa bianca stabile. Cosí si cuociono le « uova in camicia ».

Fate cadere un pezzetto di albumina coagulata in una provetta e aggiungete cc 5 di NaOH al 10%. Scaldate. L'albume entra in soluzione. Versate alcune gocce di albume su una moneta lucida d'argento. Dopo alcuni minuti la moneta diventa nera per formazione di solfuro di argento; questo prova che l'albumina contiene zolfo. Scaldate ancora; alla fine rimarrà carbonio. L'albumina quindi contiene il carbonio. Contiene anche ossigeno. Mettete un pezzetto di albume coagulato su un pezzo di latta e scaldate. I vapori di ammoniaca renderanno blu una cartina di tornasole rossa inumidita. L'ammoniaca è NH_3. L'albumina deve contenere perciò N e H.

LA CASEINA

Il latte contiene una proteina importante: la caseina.

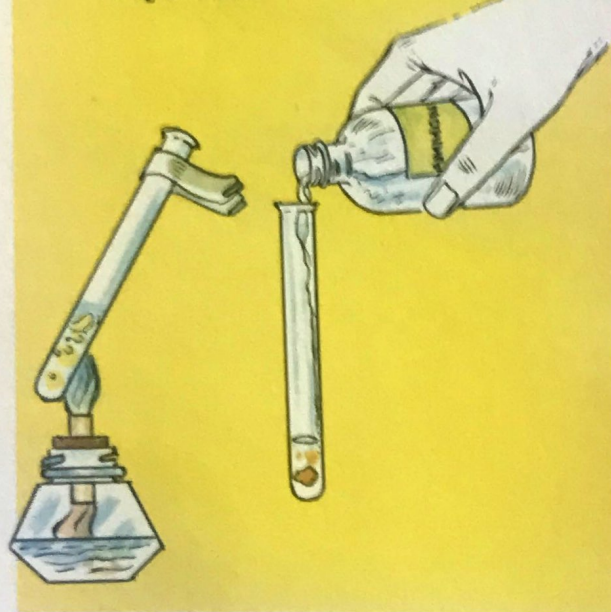
Prendete mezza tazza di latte magro (o fate una miscela con 8 cucchiaini di latte in polvere in 1/2 tazza d'acqua). Intiepidite (provando con un dito).

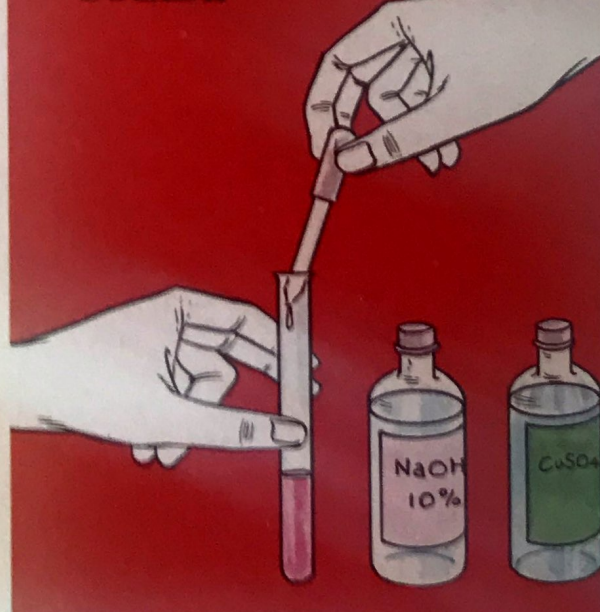
Aggiungete al latte magro o alla miscela preparata una provetta di aceto bianco. La caseina si separerà in molti pesanti grumi bianchi.

Applicate ad un barattolo una grossa tela doppia e filtrate il latte rappreso. Fate scolare il liquido (siero misto ad aceto). Conservate il filtrato.

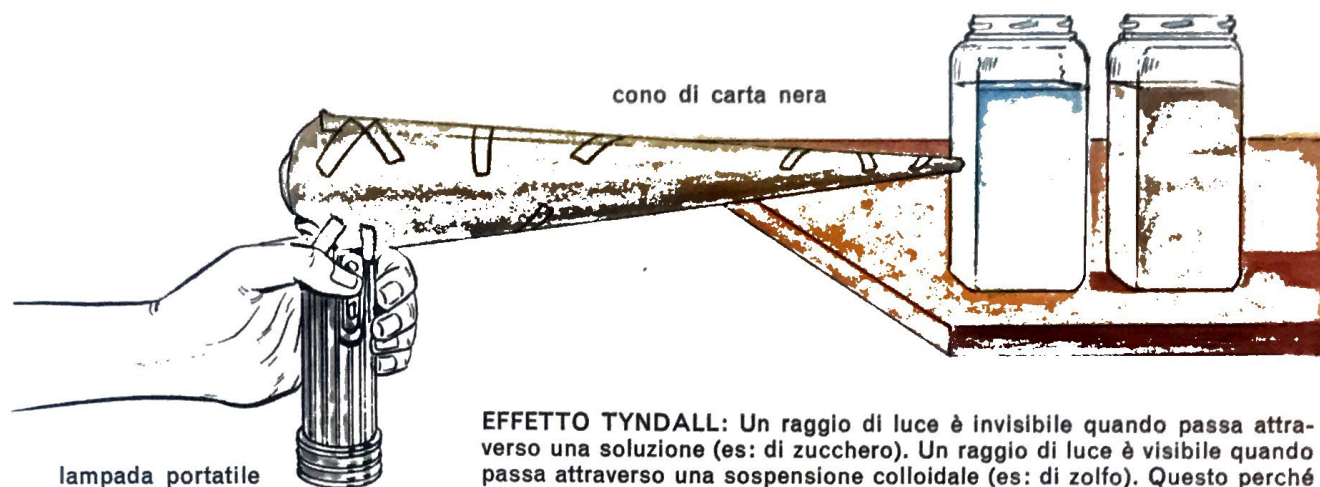
Ripiegate la tela intorno alla caseina. Immergete in acqua e spremete per eliminare siero e aceto rimasti. Aprite la tela per far asciugare la caseina.

ALTRE SOSTANZE CONTENUTE NEL LATTE

Versate il filtrato (aceto misto a siero) in una tazza pyrex e portate ad ebollizione. Vedrete formarsi piccole macchie bianche. È albumina, che si coagula per il calore. Filtrate il siero. Saggiate il filtrato con la soluzione di Fehling (vedi pag. 137). Lo zucchero del latte (lattosio) dà un precipitato rosso di ossido di rame.

LA GELATINA È UNA PROTEINA

La gelatina si fa con ossa e pelle d'animali. Disossate la coscia di un pollo crudo e, dopo averlo spolpato, immergete l'osso stesso in una provetta, contenente cc 3 di HCl e cc 12 d'acqua. Lasciate in riposo il tutto per tre giorni. L'acido cloridrico diluito scioglierà a poco a poco i sali di calcio dell'osso; rimane così una sostanza flessibile: la cosidetta osseina. Estrarrete la gelatina dall'osseina facendola bollire in acqua. Filtrate ora la soluzione. Raffreddandosi essa diventerà gelatina. Si dice che il «sol» è diventato «gel».

SAGGIO PER PROTEINE LIQUIDE

Mescolate cc 5 del liquido da saggiare, con cc 5 di una soluzione di idrossido di sodio al 10$_0$/^{0}. Aggiungete 2 gocce di una soluzione di solfato di rame al 2^0/$_0$. (g 1 di $CuSO_4$ in cc 50 d'acqua). Il liquido diverrà viola rossastro.

SAGGIO PER PROTEINE SOLIDE

Mescolate cc 5 del liquido da saggiare con cc 5 di una soluzione di idrossido di sodio al dieci per cento. Aggiungete due gocce di una soluzione di solfato di rame al 2% (g 1 in cc 50 di acqua). Il liquido diventerà viola rossastro.

I COLLOIDI

EFFETTO TYNDALL: Un raggio di luce è invisibile quando passa attraverso una soluzione (es: di zucchero). Un raggio di luce è visibile quando passa attraverso una sospensione colloidale (es: di zolfo). Questo perché le particelle di una sospensione colloidale, riflettendo la luce, rendono visibile il percorso del raggio luminoso.

Un gelato di cioccolata altro non è che una sospensione colloidale di un solido in un liquido. La panna montata è una sospensione colloidale di aria in un liquido. Fu uno scozzese, Thomas Graham, a studiare per primo i colloidi, nel 1862. Notò che alcune soluzioni passavano attraverso la carta pergamena, altre no... Scoprí che la maggior parte di quelle che filtravano erano sostanze chimiche che formavano cristalli e le chiamò "cristalloidi", mentre chiamò "colloidi" le altre, dal greco *Kollodes*, simili a colla.

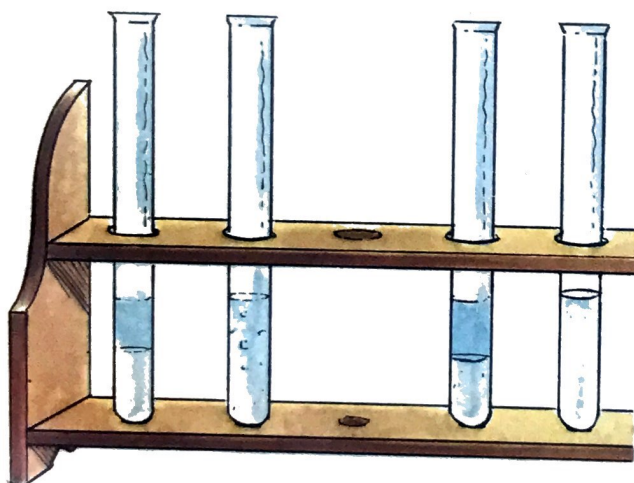
Quando un colloide è mescolato ad acqua non dà luogo ad una soluzione, bensí ad una sospensione. In una soluzione le molecole della sostanza chimica disciolta sono troppo piccole per essere viste anche col piú forte microscopio. In una sospensione colloidale le particelle sono molto piú grandi e possono essere viste anche ad occhio nudo quando un raggio di luce attraversa la sospensione. All'osservazione le particelle colloidali si presentano come corpuscoli brillanti in campo oscuro, animate da movimenti oscillanti, *moti browniani.*

Le particelle di una sospensione colloidale riflettono la luce, rendendo cosí visibile il percorso del raggio luminoso; questo fenomeno è detto "effetto Tyndall". Le sospensioni colloidali possono essere formate da gas, liquidi e solidi.

Otto combinazioni sono possibili: gas in liquidi e in solidi; liquidi in gas, in altri liquidi e in solidi; solidi in gas, in liquidi e in altri solidi. Per accennare ad alcune soluzioni colloidali fra le piú note, ricorderemo che il latte è una sospensione di un solido in un liquido; il formaggio di un liquido in un solido; la maionese di un liquido in un liquido; il vetro colorato di un solido in un solido; l'aria polverosa di un solido in un gas; la nebbia di un liquido in un gas; l'acqua torbida di un solido in un liquido.

Lo stato colloidale è importante nelle funzioni vitali. Come colloidi assimiliamo la maggior parte dei cibi e li digeriamo; il sangue, che porta l'ossigeno alle cellule è, come si è detto, una sospensione colloidale.

PEPTIZZAZIONE

Durante la peptizzazione, grandi particelle sono scisse in particelle piú piccole, di misura colloidale. Se trattate g 1 d'amido con cc 100 d'acqua fredda e lasciate in riposo, l'amido rapidamente si deposita al fondo del recipiente. Versate poi la miscela d'amido e acqua in una tazza pyrex; portatela ad ebollizione, quindi raffreddate. L'amido formerà nuovamente una sospensione colloidale.

EMULSIONE

In una emulsione un liquido è disperso in un altro. Le emulsioni possono essere temporanee o permanenti. Se mescolate in una provetta cc 5 di cherosene e cc 5 d'acqua e poi lasciate in riposo, i liquidi si separeranno (emulsione temporanea). Se mescolate cc 5 di cherosene con una soluzione di g 0,5 di sapone in cc 5 d'acqua calda, osserverete che i liquidi non si separeranno piú (emulsione permanente).

COAGULAZIONE

Si ha coagulazione quando molte molecole di una sostanza si uniscono per formare particelle di dimensione colloidale. Se mescolate g 1 di fiori di zolfo con cc 10 di alcool, un po' di zolfo entra in soluzione. Filtrate lo zolfo, che è stato sciolto, quindi versate la soluzione alcoolica di zolfo in molta acqua e vedrete formarsi una nube bianca di zolfo colloidale finemente disperso.

LE FIBRE TESSILI

L'uomo ottiene le fibre tessili del mondo vegetale ricavandole da diverse parti di piante non simili tra loro; utilizza cioè i peli dei semi del cotone, i fusti del lino, della canapa, della iuta e cosí via, o li ricava dal regno animale: la lana delle pecore, la seta del filugello. Talora utilizza anche fibre derivate da minerali filamentosi, quali l'amianto (asbesto).

Le fibre tessili vegetali sono costituite essenzialmente da cellulosa, la lana e la seta sono costituite da proteine: la lana da cheratina e la seta da fibroina e sericina.

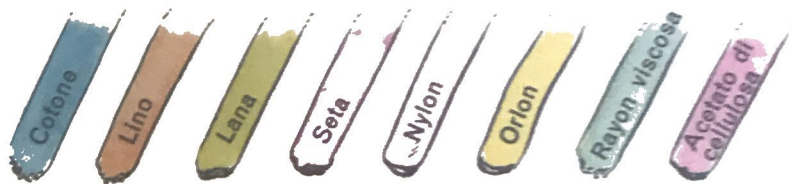
Il mondo moderno necessita di enormi quantitativi di fibre tessili, perciò l'uomo ha imitato la natura fabbricando fibre simili alle fibre naturali: le fibre artificiali. Di queste le piú importanti sono le fibre fabbricate con cellulosa, quale il rayon che si fabbrica appunto con la cellulosa della pasta di legno, della paglia, della canna comune.

Altre fibre artificiali si ottengono dalla caseina del latte o dalla caseina contenuta nella soia (processo giapponese).

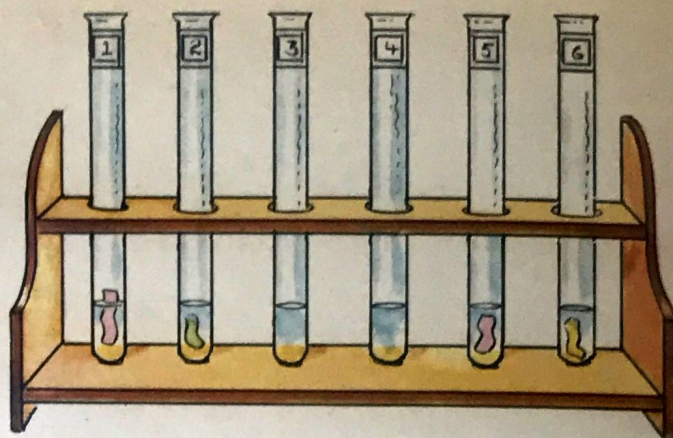
Nell'ultimo decennio si sono andate affermando le fibre sintetiche le quali hanno requisiti tecnici di gran lunga superiori a quelli delle fibre artificiali e, spesso, a quelli delle stesse fibre naturali.

Le fibre sintetiche si ottengono da prodotti assai semplici, derivati del carbone e del petrolio, che si trasformano per condensazione e polimerizzazione in composti filabili; tra esse citiamo particolarmente il nylon, il perlon, l'orlon e il lilion.

PROVA DELLA COMBUSTIONE PER LE FIBRE

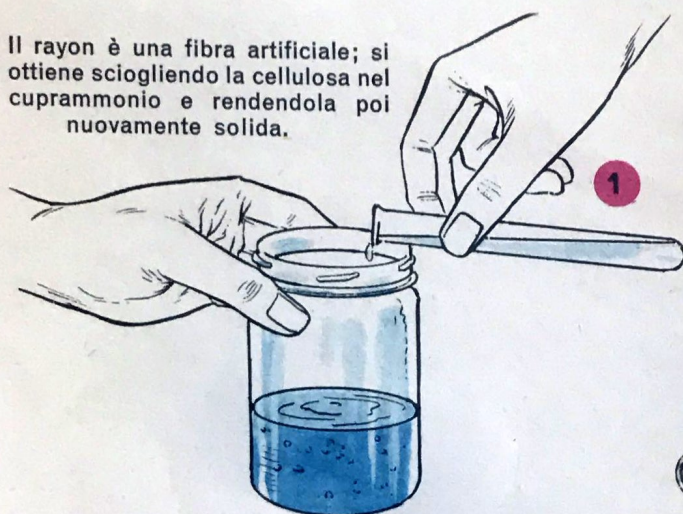
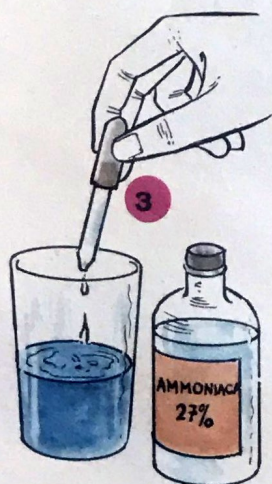
Tagliate strisce di cm 1 di diversi tessuti. Accendete le strisce una per volta. Notate come bruciano, l'odore che emanano e la qualità di cenere.

Qualità	Fiamma	Odore	Cenere
1 Cotone	gialla, rapida	di carta accesa	piccola, sottile, grigia
2 Lino	gialla, abbastanza veloce	come il cotone	come il cotone
3 Lana	lenta, sfrigolante	di capelli bruciati	contorta, di grana nera, facile a rompersi
4 Seta	piccola, lenta	come la lana	lucente, di grana rotonda, facile a rompersi
5 Nylon	fonde; nessuna fiamma	di sedano	fonde in grana nera, difficile a rompersi
6 Orlon	fonde e brucia	di pesce arrostito	grana nera difficile a rompersi
7 Rayon viscosa	gialla, rapida	come il cotone	come il cotone
8 Acetato di cellulosa	rapida, con piccole scintille; fonde	di aceto	grana nera, difficile a rompersi

SAGGI CHIMICI PER LE FIBRE

Predisponete 6 provette e in ciascuna versate cc 5 di una soluzione di $NaOH$ al 10%; in ogni provetta, debitamente contrassegnata, introdurrete poi strisce di 6 tessuti diversi. Mettete le provette a bagnomaria in una latta piena d'acqua; fate bollire per 10 minuti. Disponete le provette sul sostegno e osservate i risultati: lana e seta si saranno disciolte, gli altri tessuti no. Eseguite lo stesso esperimento con acido cloridrico concentrato. Seta e rayon si scioglieranno, la lana no.

UN FILO DI RAYON

Il rayon è una fibra artificiale; si ottiene sciogliendo la cellulosa nel cuprammonio e rendendola poi nuovamente solida.

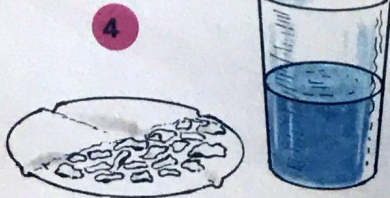
1

2

2. Dopo l'ultimo lavaggio decantate l'acqua. Versate l'idrossido rameico su filtro. Lavatelo ancora un po'. Lasciate gocciolare.

1. Per fare una soluzione di cuprammonio, prima sciogliete g 10 di solfato di rame in cc 100 d'acqua in un barattolo di 1/2 litro. Aggiungete poi una soluzione di $NaOH$ al 10% finché non precipita piú idrossido rameico blu. Lasciate in riposo, poi decantate l'acqua eccedente. Riempite ancora d'acqua il barattolo. Lasciate riposare e decantate ancora. Ripetete questo processo sei volte.

3

4

AMMONIACA 27%

5

3. All'idrossido rameico umido aggiungete con il contagocce ammoniaca sino a scioglimento completo del $Cu(OH)_2$ che si trasforma in $Cu(NH_3)_4(OH)_2$ blu scuro; tale soluzione si chiama «reattivo di Schweitzer».

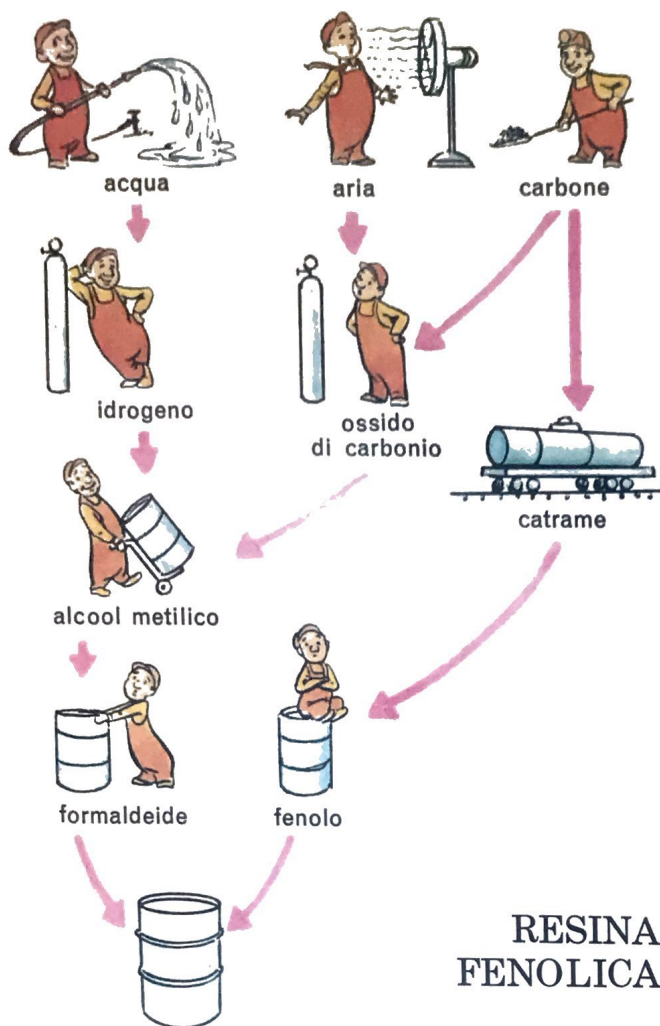
4. Al liquido blu aggiungete dei pezzettini di carta da filtro: si scioglieranno. Montate poi un apparecchio, come indicato nella figura. Introducete nella bottiglia la soluzione contenente la carta disciolta.

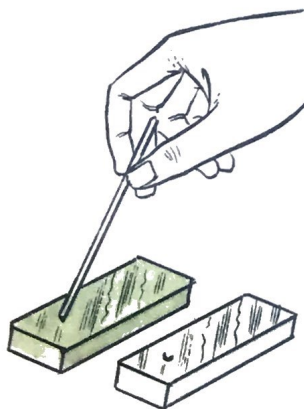
5. In un barattolo fate una miscela con cc 500 d'acqua e cc 10 di acido cloridrico; la punta a getto deve venire a trovarsi appena sotto la superficie di tale liquido. Soffiate. Il liquido blu, man mano che fluisce nel barattolo, a contatto con l'acido diluito si solidifica in un filo di rayon.

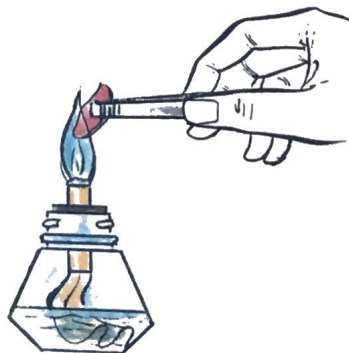
Un tempo la filatura e la tessitura erano eseguite a mano; oggi le fibre tessili vengono sottoposte, in apposite macchine, alle operazioni di stiramento e torsione e ad altri complessi trattamenti meccanici che le trasformano in filati prima e in tessuti poi.

LE MATERIE

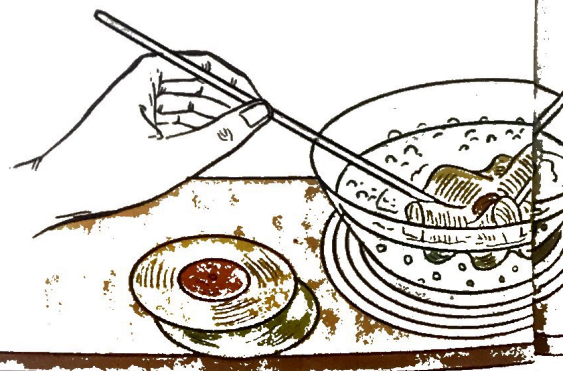
SOSTANZE TERMOINDURENTI

RESINA FENOLICA

Circa cinquant'anni fa Baekeland, chimico americano, nel corso di una serie di esperienze uní il fenolo e la formaldeide ottenendo la prima materia plastica moderna, alla quale diede il suo nome: la chiamò bakelite. Oggi, dopo cinquant'anni, sono state scoperte piú di dodici altre materie plastiche che hanno applicazioni in ogni campo. Sono usate per rivestire pavimenti (linoleum) e mobili da cucina (formica), per fodere (vinilpelle), nella costruzione di mobiletti (televisori), di telefoni, di giocattoli, di recipienti. Molti cibi si vendono protetti da un involucro di plastica. Sono usate negli aerei, nei treni, nelle auto, nella fabbricazione di vetri di sicurezza ed anche come isolanti elettrici. Le materie plastiche si ottengono da semplici composti (acqua, idro-

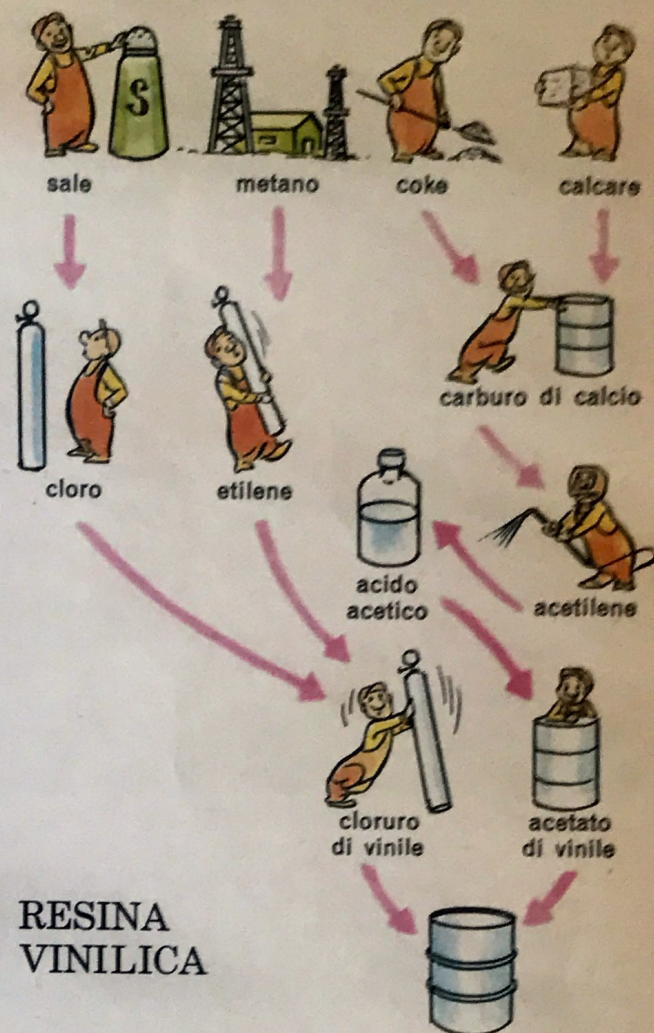
PROVA DEL CALORE

Scaldate nella fiamma di un bruciatore ad alcool la punta di un bastone di vetro e premetela contro una sostanza plastica. Farà un buco nella resina termoplastica, non nella termoindurente.

PROVA DI COMBUSTIONE

Esponete alla fiamma un pezzetto di materia plastica e osservate: quasi tutte le sostanze termoindurenti emanano forte odore ma non bruciano; le termoplastiche bruciano finché sono tenute sulla fiamma.

MODELLATURA A CALDO

Le termoplastiche diventano morbide e modellabili se riscaldate. Portate una pentola d'acqua all'ebollizione. Immergete un disco vecchio (è di vinile). Quando è molle dategli forma con due bastoncini. Raffreddato, il disco ritornerà duro.

PLASTICHE

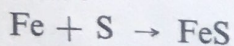
carburi, calcare e sale), le cui molecole relativamente semplici sono spezzate e poi ricostruite in molecole molto complesse. Le materie plastiche possono essere distinte in due gruppi principali. Un gruppo comprende le materie plastiche termoindurenti, che possono essere modellate col calore e con la pressione, ma non possono essere rifuse e rimodellate, proprio come l'albume dell'uovo. Sono materie plastiche termoindurenti le resine fenoliche e ureiche. L'altro gruppo comprende le termoplastiche che sono morbide se scaldate, dure se raffreddate, e possono essere ripetutamente ammorbidite o indurite, simili perciò allo zolfo o alla cera delle candele. Fra esse importanti sono le resine polietileniche, e quelle polistireniche, viniliche e acriliche.

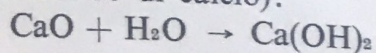
SOSTANZE TERMOPLASTICHE

MODELLARE LE MATERIE PLASTICHE

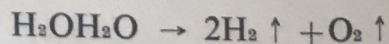
Prendete una piccola quantità di plastica morbida; scaldatela in un cucchiaio vecchio. Stendete la plastica, resa molle, su un piatto di vetro; premetevi una moneta; avrete un modello perfetto.

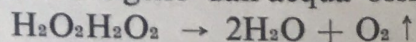
CALCOLO DELLE EQUAZIONI CHIMICHE

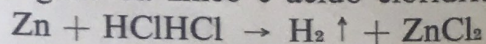
Avete eseguito molti esperimenti; avete lavorato con gas, liquidi e solidi, avete precipitato e decantato, filtrato e distillato. Ripensando agli esperimenti fatti, scoprirete che essi rientrano in quattro gruppi principali di reazioni chimiche. La piú semplice di queste reazioni è la COMBINAZIONE DIRETTA in cui due o piú sostanze si combinano per formare una sostanza sola piú complessa: ricordate la reazione tra il ferro e lo zolfo che formavano solfuro di ferro:

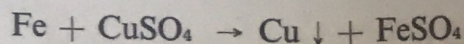
$$Fe + S \rightarrow FeS$$

o la reazione della calce viva (ossido di calcio) con acqua, da cui risultava calce spenta (idrossido di calcio):

$$CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$$

La SCOMPOSIZIONE è l'opposto della combinazione: una sostanza si scinde in due sostanze piú semplici. Ricordate quando avete separato i due elementi formanti l'acqua:

$$H_2OH_2O \rightarrow 2H_2\uparrow + O_2\uparrow$$

o liberato ossigeno dall'acqua ossigenata:

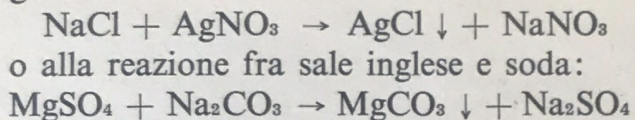
$$H_2O_2H_2O_2 \rightarrow 2H_2O + O_2\uparrow$$

Nella SOSTITUZIONE SEMPLICE un elemento prende il posto di un altro in un composto, come quando avete ottenuto idrogeno da zinco e acido cloridrico:

$$Zn + HClHCl \rightarrow H_2\uparrow + ZnCl_2$$

o quando avete liberato il rame immergendo un chiodo nella soluzione di solfato di rame:

$$Fe + CuSO_4 \rightarrow Cu\downarrow + FeSO_4$$

Nella DOPPIA SOSTITUZIONE due composti si scambiano un elemento. Pensate alla precipitazione di cloruro d'argento da una soluzione di sale e nitrato d'argento.

$NaCl + AgNO_3 \rightarrow AgCl \downarrow + NaNO_3$

o alla reazione fra sale inglese e soda:

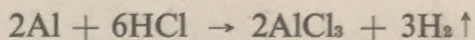
$MgSO_4 + Na_2CO_3 \rightarrow MgCO_3 \downarrow + Na_2SO_4$

Studiando la stenografia chimica, avrete notato che in ogni equazione c'è un ugual numero di atomi di ogni elemento a sinistra e a destra del segno di reazione (la freccia). È per questa uguaglianza che tali descrizioni chimiche sono chiamate equazioni. Molte ne avete trovate in questo libro e molte, molte altre ne troverete in libri di chimica piú complessi; ma assai spesso un chimico deve saper impostare una equazione da solo, con l'aiuto delle nozioni che possiede. Se voi ad esempio volete impostare l'equazione relativa allo scioglimento di un foglio d'alluminio in acido cloridrico, dovrete scrivere un'equazione di prova da concepire nel modo che segue:

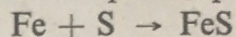
$Al + HCl \rightarrow AlCl + H \uparrow$

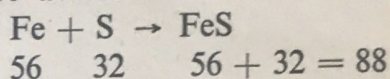
Ma è giusto AlCl? Guardate la tabella delle valenze a pag. 123. L'alluminio ha valenza tre, il cloro uno. Un atomo di Al richiede perciò tre atomi di Cl e il cloruro d'alluminio deve essere $AlCl_3$. Anche H non è esatto. L'idrogeno esiste allo stato libero solo in molecole biatomiche (H_2). Cosí modificate l'equazione:

$Al + HCl \rightarrow AlCl_3 + H_2 \uparrow$

Ora avete bisogno di una quantità di HCl tale da fornire Cl tre a tre e H due a due; sarà 6 HCl. Cosí prendete 6HCl e modificate i coefficienti molecolari sino ad avere un ugual numero degli stessi atomi prima e dopo la freccia:

$2Al + 6HCl \rightarrow 2AlCl_3 + 3H_2 \uparrow$

L'equazione non dice solo ciò che accade. Prendete la semplice equazione:

$$Fe + S \rightarrow FeS$$

Essa non dice solo che ferro e zolfo formano solfuro di ferro, ma anche che è necessario un atomo di ferro e uno di zolfo per ottenere una molecola di FeS. Poi, inserendo i pesi atomici dei due elementi (tab. pag. 162), l'equazione vi dirà quanto ferro e zolfo occorrono e quanto solfuro di ferro avrete:

$$Fe + S \rightarrow FeS$$
$$56 \quad 32 \quad 56 + 32 = 88$$

Il numero del peso atomico corrisponde al numero dei grammi che impiegherete, o a qualsiasi altra unità di peso. Dividendo per 16 otterrete il numero dei grammi usati per l'esperimento di pag. 42. Ora esaminate un'equazione piú complessa, quella che serve, ad esempio, per produrre carbonato di magnesio. La tabella delle solubilità (pag. 162) vi dice che $MgCO_3$ è inso-

SOLUBILITÀ DI SALI E IDROSSIDI

Nitrati, solubili, senza eccezioni

Acetati, solubili, senza eccezioni

Cloruri, solubili, tranne di AgeHg(mercuroso) e Pb.

Solfati, solubili, tranne di Pb, Ba, Sr(di Ca, AgeHg sono poco solubili).

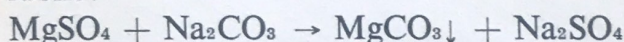
Carbonati, Fosfati, Silicati, Solfuri insolubili, tranne di Na, K, NH_4.

Idrossidi, insolubili, tranne di Na, K, NH_4, Ba (di Ca e Sr sono poco solubili).

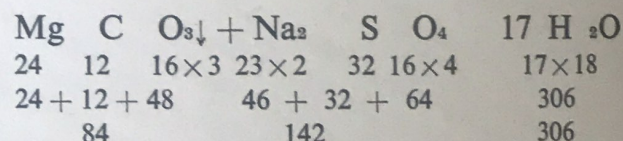
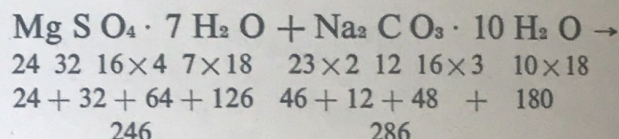
ACQUA DI CRISTALLIZZAZIONE
(acqua di idratazione)

$AgNO_3$	$NH_4Al(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$
$CaCl_2 \cdot 6H_2O$	NH_4Cl
$(CaSO_4)_2 \cdot H_2O$	$Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$
$CuSO_4 \cdot 5H_2O$	$Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$
$FeCl_3 \cdot 6H_2O$	$NaCl$
$FeCl_2 \cdot 4H_2O$	$NaHCO_3$
$FeSO_4 \cdot 7H_2O$	$NaHSO_4 \cdot H_2O$
$KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$	$NaOH$
KNO_3	$Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$
$MgSO_4 \cdot 7H_2O$	$Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O$

lubile, quindi lo si deve poter precipitare da un sale solubile di magnesio, per esempio il solfato, e da carbonato di sodio solubile:

$$MgSO_4 + Na_2CO_3 \rightarrow MgCO_3\downarrow + Na_2SO_4$$

Prima di iniziare il calcolo dell'equazione per sapere quanto $MgSO_4$ e Na_2CO_3 occorrerà e quanto $MgCO_3$ si otterrà, esaminate la tabella a destra in alto. Vedrete che ogni molecola di $MgSO_4$ ha sette molecole di acqua di cristallizzazione unite ad essa e che ogni molecola di Na_2CO_3 ne ha dieci. Queste non entrano nella reazione, ma dovete includerle nel peso delle sostanze. Scrivete il peso atomico sotto ogni elemento, poi calcolate il peso molecolare di ogni composto sommando i pesi atomici degli atomi che si trovano nella molecola. Questo è quanto otterrete:

Mg	S	O_4	$\cdot\ 7\ H_2O$	+	Na_2	C	O_3	$\cdot\ 10\ H_2O$	→
24	32	16×4	7×18		23×2	12	16×3	10×18	
24 +	32 +	64 +	126		46 +	12 +	48 +	180	
	246					286			

Mg	C	$O_3\downarrow$	+ Na_2	S	O_4	17 H_2O
24	12	16×3	23×2	32	16×4	17×18
24 +	12 +	48	46 +	32 +	64	306
	84			142		306

(Quando una formula contiene degli indici – i numerini che indicano quanti atomi di una stessa specie sono nella molecola – ricordate di moltiplicare il peso atomico per l'indice. Se la formula è preceduta dal coefficiente molecolare ricordate di moltiplicare il peso molecolare per quel numero.)

Il vostro calcolo finito vi dice che g 246 (o g 24,6 o g 2,46) di cristalli di solfato di magnesio e g 286 (o g 28,6 o g 2,86) di cristalli di carbonato di sodio, vi daranno g 84 (o g 8,4 o g 0,84) di carbonato di magnesio. Quando avrete approfondito la matematica della chimica, potrete calcolare la percentuale degli elementi di un composto conoscendone la formula, o la formula di un composto conoscendone la percentuale degli elementi, o il numero dei litri di un gas che verranno prodotti in una reazione chimica.

PESI ATOMICI APPROSSIMATI PER CALCOLI

Elemento	Simbolo	Peso Atomico	Elemento	Simbolo	Peso Atomico
ALLUMINIO	Al	27	MAGNESIO	Mg	24
ARGENTO	Ag	108	MANGANESE	Mn	55
AZOTO	N	14	OSSIGENO	O	16
BORO	B	11	PIOMBO	Pb	207
CALCIO	Ca	40	POTASSIO	K	39
CARBONIO	C	12	RAME	Cu	64
CLORO	Cl	36	SILICIO	Si	28
FERRO	Fe	56	SODIO	Na	23
IDROGENO	H	1	ZINCO	Zn	65
IODIO	I	127	ZOLFO	S	32

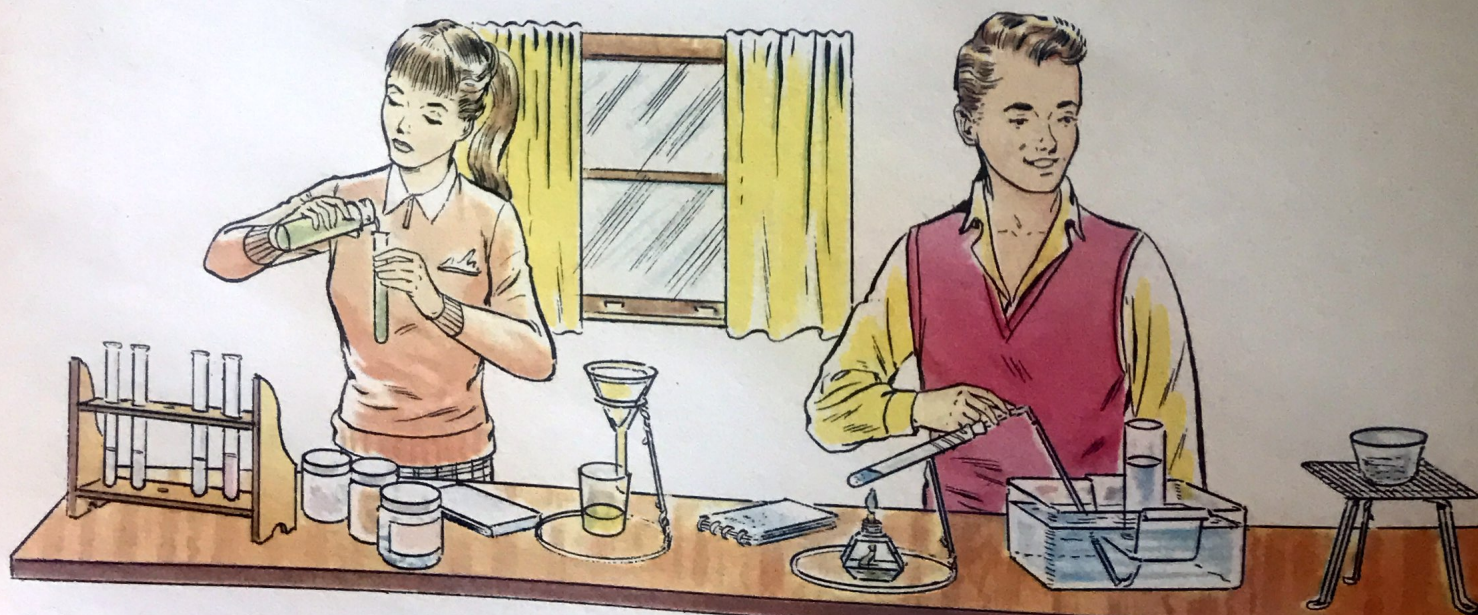
LE PROSPETTIVE

Le sorprendenti conquiste della chimica moderna confinano con lo straordinario, ma con ogni probabilità questa scienza riserva all'umanità conquiste ancora maggiori nel futuro.

Per quanto riguarda il problema dell'alimentazione, che si presenta quanto mai grave in un mondo che tende al sovrappopolamento, i chimici, che già hanno risolto brillantemente il problema dell'utilizzazione dell'azoto atmosferico nella sintesi dell'ammoniaca, con nuovi fertilizzanti perverranno ad aumentare ulteriormente i raccolti agricoli di tutto il mondo. Insetticidi sempre piú efficienti e nuovi prodotti chimici miglioreranno le condizioni del patrimonio zootecnico con conseguente maggior produzione di carne, latte e uova. Sono auspicabili scoperte che permettano una lunga conservazione degli alimenti senza refrigerazione e in qualunque clima.

Per quanto riguarda i materiali da costruzione è degli ultimi anni una graduale sostituzione di tutti i materiali tradizionali dell'edilizia, quali pietre, graniti, marmi, legno, con acciaio, leghe metalliche diverse, materie plastiche ed altre. Le case del futuro saranno costruite con materiale piú solido di qualsiasi oggi esistente. Pavimenti e rivestimenti di pareti dureranno infinitamente o quasi.

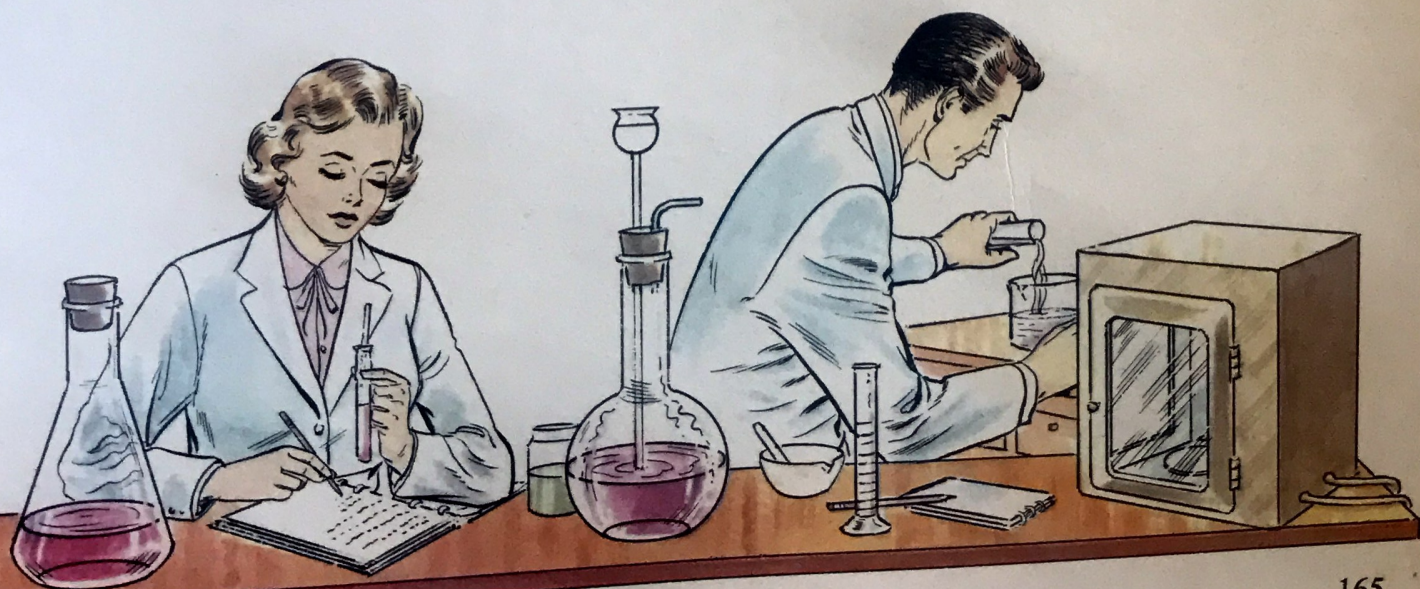
Un tempo gli uomini usavano quali sostanze coloranti certe sostanze estratte da vegetali, come l'indaco, l'oricello, il catecú, oppure sostanze di origine animale (la porpora, il nero di seppia, il carminio); poi si sono fabbricate artificialmente le piú importanti materie coloranti naturali e moltissime altre non esistenti in natura; a queste verranno ad aggiungersi domani nuove sostanze con requisiti sempre migliori che daranno alle fibre colori piú solidi e di eccezionale bellezza.

Anche nel campo delle fibre tessili i chimici del futuro non vorranno essere da meno di quelli del XX secolo, che hanno saputo sostituire in tutto o in parte le fibre animali e vegetali con le fibre artificiali e

sintetiche. Con nuove ardite sintesi nasceranno fibre tessili dai requisiti eccezionali; con esse forse si confezioneranno tessuti freschi d'estate e caldi d'inverno, tessuti che non si sporcheranno e che avranno una durata eterna.

Le "medicine miracolo" di oggi hanno sconfitto malattie considerate implacabili sino a pochi anni or sono. Negli anni venturi molte altre malattie scompariranno dalla faccia della Terra, vinte da medicamenti ancora piú efficaci, frutto della ricerca incessante dei laboratori farmacologici.

Per quanto riguarda le comunicazioni del futuro, se il progresso in questo settore dovesse camminare col ritmo degli ultimi cinquant'anni (i nostri nonni usavano le diligenze a cavalli), è certo che i viaggi interplanetari diventerebbero un fatto di ordinaria amministrazione.

Comunque è certo che la velocità dei mezzi di trasporto del futuro sarà supersonica e che aerei e razzi richiederanno materiali atti a sopportare altissime temperature e carburanti in grado di fornire enormi quantitativi di energia. La chimica li fornirà. Dobbiamo altresí prevedere che nei prossimi secoli i chimici, lavorando a fianco dei loro fratelli-scienziati, i fisici, troveranno nuovi modi per utilizzare e usare l'energia atomica, i raggi cosmici e forse la stessa energia solare. Infatti la produzione e il consumo di energia muteranno con il passare degli anni e muterà il mondo e la vita degli uomini che si adegueranno alle nuove migliori condizioni di vita.

Volete partecipare alla creazione di questo meraviglioso e promettente futuro? Se avete letto con interesse questo libro e se avete eseguito gli esperimenti appassionandovi a questo genere di lavoro, forse deciderete di iscrivervi alle facoltà di Chimica industriale o di Chimica pura o di Fisica. Ma qualunque cosa decidiate per il vostro futuro, conservate l'"hobby" per la chimica che, oltre a procurarvi un divertimento, svilupperà il vostro spirito di osservazione e di ragionamento.

PER IL VOSTRO EQUIPAGGIAMENTO CHIMICO

Molti esperimenti descritti in questo libro possono essere eseguiti usando recipienti comuni, come in molti casi vi è stato suggerito: bicchieri, bottiglie, barattoli, scatole di latta, tazze in vetro pyrex.

Dovrete però dotare il vostro laboratorio anche di molti altri strumenti, dei quali i piú necessari sono:

12 tubi da saggio (provette) cm 14, diametro mm 14
1 pinza di legno per tubi da saggio
1 scatolino per tubi da saggio
1 spatolina di acciaio inossidabile
1 rete di ferro amiantata cm 12 × 12
1 spruzzetta per acqua a tappo smerigliato
1 mortaio di porcellana diametro cm 7, con pestello
1 tubo di vetro, diametro mm 6
4 bastoncini agitatori di vetro
bevute da cc 25, cc 50, cc 100
imbuti di vetro diametro cm 6, cm 9, cm 12
1 cilindro graduato da cc 5
1 lastra di vetro quadrata diametro cm 12
carta da filtro
2 astucci di carta di tornasole blu e rossa
1 metro di tubo di gomma
2 tappi di gomma n 0 con un buco
1 tappo di gomma n 5 con un buco
3 tappi di gomma n 5 con due buchi

Se abitate in un piccolo centro potrete trovare molto del materiale che vi occorre in farmacia, in drogheria, o nel negozio di ferramenta. Ma probabilmente, per alcuni articoli di vetreria, per piccoli strumenti o reattivi (acidi, basi e sali), potreste incontrare difficoltà. C'è sempre la possibilità di rifornirvi presso una casa produttrice di prodotti chimici.

Vi citiamo tra le altre:

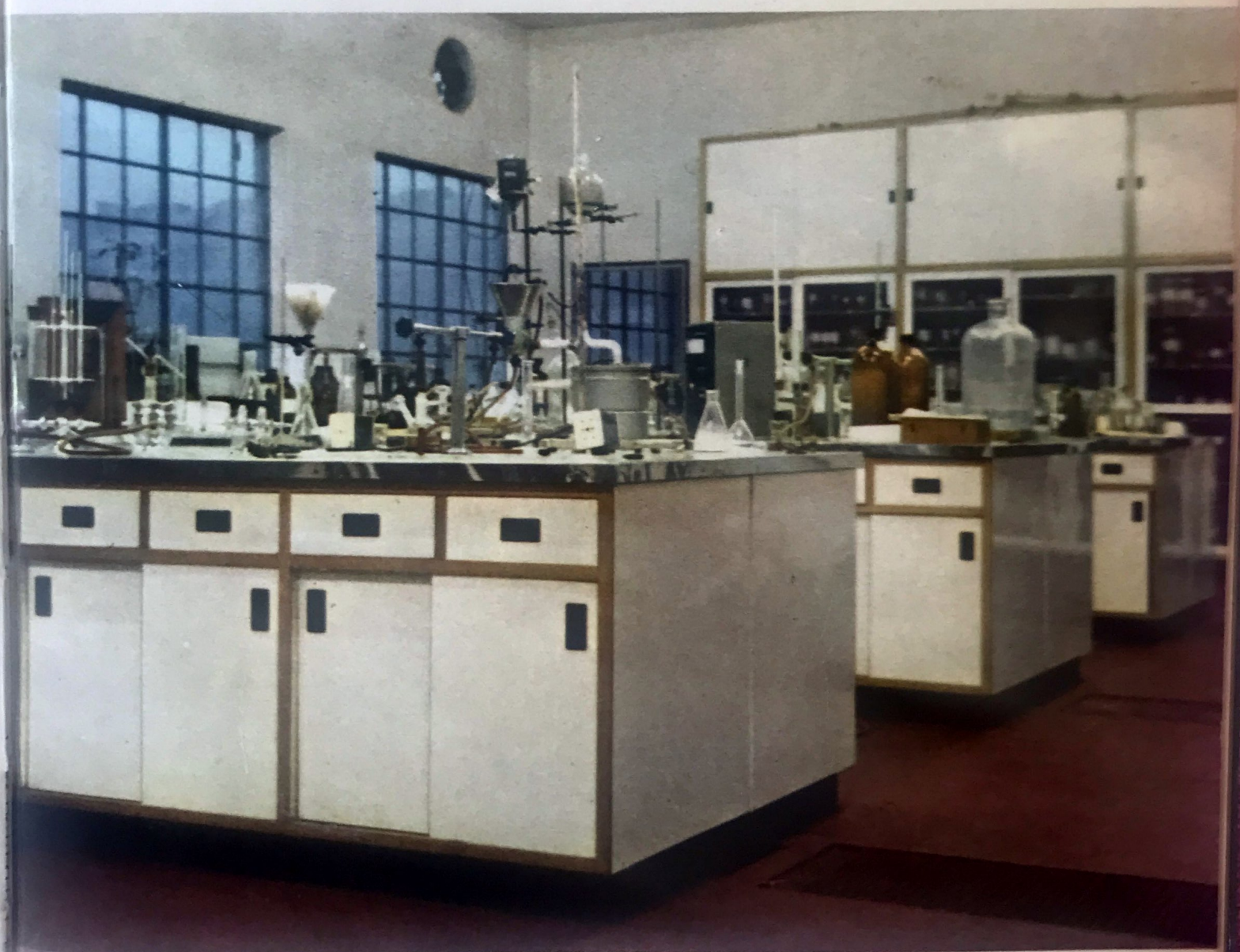
Carlo Erba - Via Imbonati - Milano
Zambelli, S.p.A. - Corso Raffaello 20 - Torino

Richiedete il catalogo riguardante la vetreria, i reagenti e i prodotti chimici e, dopo aver fatto la vostra scelta e un saggio preventivo di spesa, spedite il vostro ordine.

Vi sarà inviato contro-assegno un quantitativo di merce anche piccolo.

Vi consigliamo anche, prima di richiedere ad una grande società i reattivi ed i prodotti chimici che sono messi in vendita in confezioni minime di g 250, di osservare nei grandi magazzini, reparto giocattoli, le scatole di prodotti e attrezzature per il "Piccolo chimico".

Forse tali prodotti potranno essere assai piú convenienti per l'inizio della vostra attività.

Disponete tutti i prodotti chimici in barattoli della stessa dimensione e provvedeteli correttamente di etichette.

COMPOSTI CHIMICI

NOME CHIMICO	FORMULA
ACIDO ACETICO	$CH_3COOH+H_2O$
CLORURO D'AMMONIO	NH_4Cl
IDROSSIDO D'AMMONIO	NH_4OH+H_2O
ACIDO BORICO	H_3BO_3
CARBONATO DI CALCIO	$CaCO_3$
OSSIDO DI CALCIO	CaO
SOLFATO DI CALCIO	$CaSO_4$
SOLFATO DI CALCIO	$Ca SO_4 \cdot 2H_2O$
TETRACLORURO DI CARBONIO	CCl_4
SOLFATO DI RAME	$CuSO_4 \cdot 5H_2O$
SOLFATO FERROSO	$FeSO_4 \cdot 7H_2O$
GLUCOSIO	$C_6H_{12}O_6$
ACIDO CLORIDRICO	$HCl+H_2O$
PEROSSIDO D'IDROGENO	$H_2O_2+H_2O$
FERRO, Metallo e polvere	Fe
MAGNESIO, Metallo	Mg
SOLFATO DI MAGNESIO	$MgSO_4 \cdot 7H_2O$
BIOSSIDO DI MANGANESE	MnO_2
NAFTALINA	$C_{10}H_8$
FENOLFTALEINA	$C_6H_4COOC(C_6H_4OH)_2$
SOLFATO DI POTASSIO E ALLUMINIO	$KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$
FERROCIANURO DI POTASSIO	$K_4Fe(CN)_6 \cdot 3H_2O$
IODURO DI POTASSIO	KI
NITRATO DI POTASSIO	KNO_3
PERMANGANATO DI POTASSIO	$KMnO_4$
ACIDO SALICILICO	$C_6H_4OHCOOH$
NITRATO D'ARGENTO	$AgNO_3$
BICARBONATO DI SODIO	$NaHCO_3$
BISOLFATO DI SODIO	$NaHSO_4 \cdot H_2O$
CARBONATO DI SODIO	$Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$
CLORURO DI SODIO	$NaCl$
IDROSSIDO DI SODIO	$NaOH$
IPOCLORITO DI SODIO	$NaClO+H_2O$
TARTRATO DI SODIO E POTASSIO	$NaKC_4H_4O_6 \cdot 4H_2O$
SILICATO DI SODIO	$Na_2SiO_3+H_2O$
TETRABORATO DI SODIO	$Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$
TIOSOLFATO DI SODIO	$Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O$
SACCAROSIO	$C_{12}H_{22}O_{11}$
ZOLFO	S
ZINCO, Metallo	Zn
CLORURO DI ZINCO	$ZnCl_2+H_2O$

ABITUALI E LORO FORMULE

NOME CHIMICO	SI ACQUISTA IN	COL NOME DI
acido acetico	farmacia	acido acetico in soluzione al 5%
cloruro d'ammonio	farmacia	cloruro d'ammonio
idrossido d'ammonio	farmacia	ammoniaca: soluzione al 20%
acido borico	farmacia	acido borico in polvere, in pani
carbonato di calcio	farmacia	
ossido di calcio	farmacia	calce viva
solfato di calcio	farmacia	gesso cotto
solfato di calcio	ferramenta	gesso per scultori
tetracloruro di carbonio	negozi di vernici	tetracloruro di carbonio
solfato di rame	farmacia	vetriolo blu
solfato ferroso	farmacia	vetriolo verde
glucosio	farmacia	glucosio in polvere, officinale
acido cloridrico	drogheria	acido muriatico: soluzione al 25%
perossido d'idrogeno	farmacia	acqua ossigenata a 12 o 24 vol.
ferro, metallo e polvere	farmacia	ferro in polvere
magnesio, metallo	fornitori chimici	nastro di magnesio
solfato di magnesio	farmacia	sale inglese
biossido di manganese	fornitori chimici	pirolusite (batteria pila)
naftalina	drogheria	palline antitarme
fenolftaleina	farmacia	fenolftaleina
solfato di potassio e alluminio	farmacia	allume, allume potassico
ferrocianuro di potassio	fornitori chimici	ferrocianuro di potassio
ioduro di potassio	farmacia	ioduro di potassio
nitrato di potassio	farmacia	salnitro, nitro
permanganato di potassio	farmacia	permanganato di potassio
acido salicilico	farmacia	acido salicilico
nitrato d'argento	farmacia	nitrato d'argento
bicarbonato di sodio	farmacia	bicarbonato
bisolfato di sodio	fornitori chimici	bisolfato di sodio
carbonato di sodio	farmacia	carbonato di soda
cloruro di sodio	tabaccheria	sale da cucina
idrossido di sodio	farmacia	soda caustica
ipoclorito di sodio	drogheria	candeggina, conegrina: soluzione al 5%
tartrato di sodio e potassio	farmacia	sale di Rochelle, sale di Seignette
silicato di sodio	farmacia	acqua di vetro
tetraborato di sodio	farmacia	borace
tiosolfato di sodio	farmacia	iposolfito
saccarosio	drogheria	zucchero comune
zolfo	farmacia	fiori di zolfo, candele, zolfo sublimato
zinco, metallo	ferramenta	zinco (batteria pila)
cloruro di zinco	ferramenta	fluido degli stagnai

INDICE DELLE TAVOLE

INDICE ANALITICO